

PROBLEMAS DE CORROSIÓN

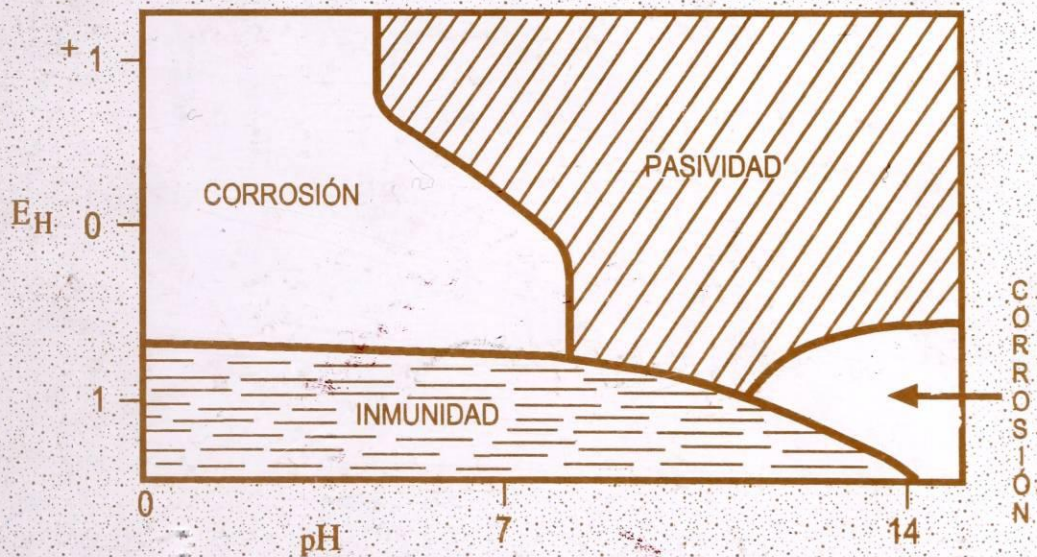
Facundo M. Almeraya C.*

Citlalli Gaona T.*

Antonio de Ita de la T.

Alberto Martínez V.*

Mario A. Romero R.



PROBLEMAS DE CORROSIÓN

PROBLEMAS DE CORROSION

Este material fue dictaminado y aprobado por
el Consejo Editorial de la División de Ciencias
Básicas e Ingeniería, el 21 de enero de 1997.

PROBLEMAS DE CORROSIÓN

Facundo M. Almeraya C.*

Citlalli Gaona T.*

Antonio de Ita de la T.

Alberto Martínez V.*

Mario A. Romero R.



2894196

*Centro de Investigación en Materiales Avanzados
Chihuahua, Chih.
Departamento de Corrosión



División de Ciencias Básicas e Ingeniería
Departamento de Materiales

Universidad Autónoma Metropolitana
Unidad Azcapotzalco

Rector
Dr. Adrián Gerardo de Garay Sánchez

Secretaria
Dra. Sylvie Jeanne Turpin Marion

Coordinadora general de Desarrollo Académico
Dra. Norma Rondero López

Coordinador de Extensión Universitaria
D. I. Jorge Armando Morales Aceves

Jefe de la sección de Producción y Distribución Editoriales
Lic. Francisco Javier Ramírez Treviño

Corrección:
Silvia Lona Perales
Diseño de portada:
Modesto Serrano Ramírez

Universidad Autónoma Metropolitana
Unidad Azcapotzalco
Av. San Pablo 180
Col. Reynosa Tamaulipas
Del. Azcapotzalco
C. P. 02200
México, D. F.

© Universidad Autónoma Metropolitana
Unidad Azcapotzalco

Facundo M. Almeraya C.
Citlalli Gaona T.
Antonio de Ita de la T.
Alberto Martínez V.
Mario A. Romero R.

Problemas de corrosión
ISBN: 970-654-577-8

1ª. Edición, 2000
1ª. Reimpresión, 2009

Impreso en México

INTRODUCCIÓN

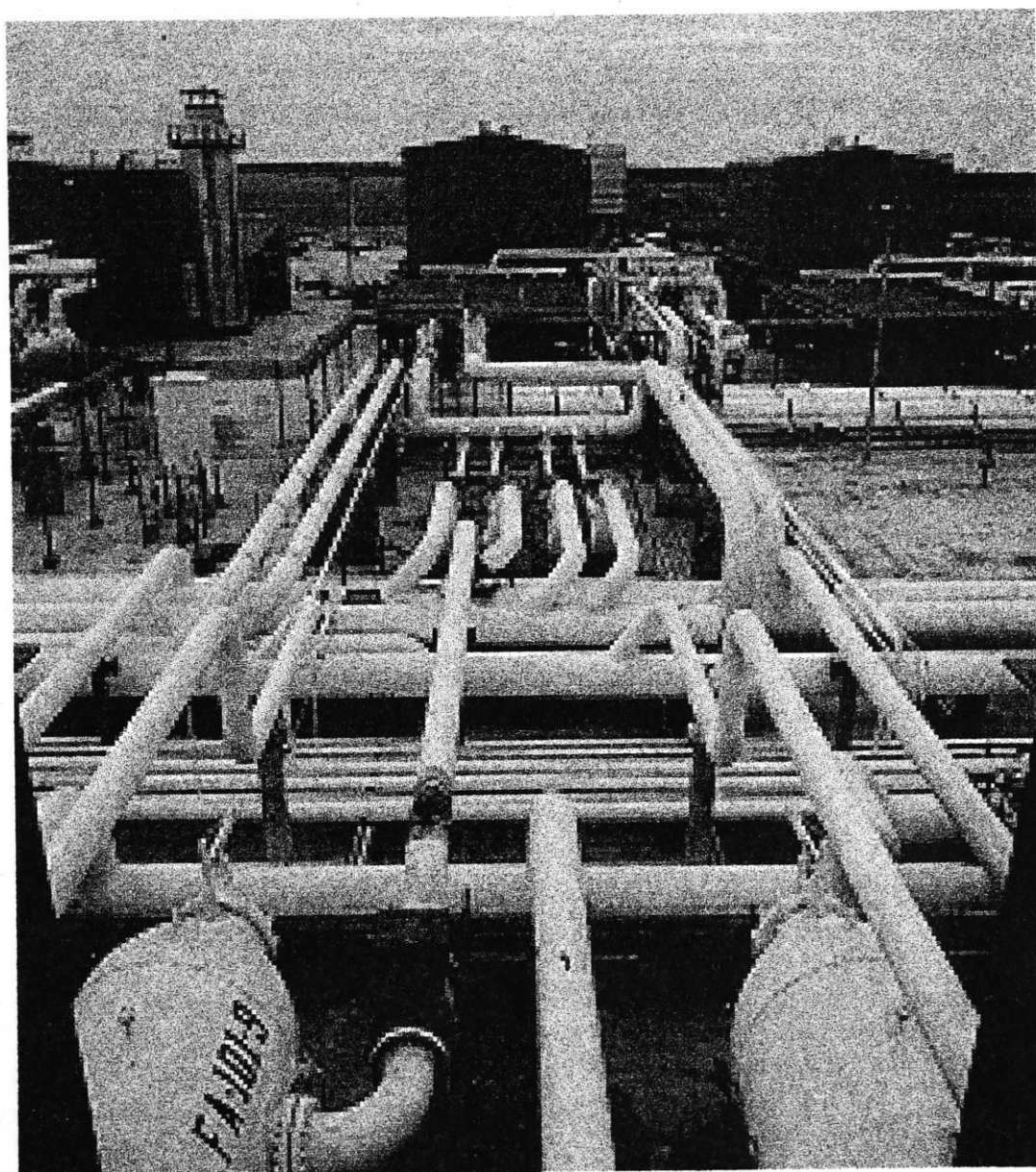
La elaboración de este compendio de problemas para el estudio de la corrosión, busca dar a los estudiantes, técnicos e ingenieros entre otros, dedicados al estudio de esta área, una visión de como resolver problemas que se puedan presentar en la vida diaria. Como siempre, se requiere tener un conocimiento básico de los principios de la corrosión: cómo se produce, cómo impedir su severidad, qué herramientas son necesarias, técnicas de inspección, variables de diseño, factores que afectan a la corrosión, selección de materiales y la forma de interpretar y aplicar la información en la solución a esos problemas; así como saber en dónde obtener ayuda.

Es por esta razón, que resulta ser un problema complejo proporcionar una perspectiva adecuada para el estudio de la corrosión y su prevención. Una manera de resolver el problema, es mejorar el enfoque, partiendo de la forma y el contenido de la información, así como la manera de introducir los términos técnicos y modismos que comúnmente se emplean al estudiar la corrosión. Esto puede resultar muy difícil, si no se cuenta con las bases adecuadas, por lo tanto para aquellos estudiantes de ciencia e ingeniería que deseen mejorar el conocimiento en el campo de la corrosión y que además desconocen la documentación existente, se les sugiere apoyarse en los centros e instituciones que cuenten con personal especializado en esta área, para que puedan ayudarlos a resolver sus problemas muy particulares.

Agradecemos de manera especial a los Doctores: Jorge Uruchurtu Ch., José María Malo T., Enrique A. Martínez M., Joan Genescá Ll. y Esteban García por su apoyo y por habernos permitido tomar de su experiencia algunos ejemplos, problemas y anécdotas planteados en cursos, conferencias, diplomados, artículos y pláticas, entre otros.

"La corrosión y sus detrimentales efectos empezaron tan pronto comenzaron a utilizarse en la prehistoria los metales, a medida que fueron beneficiados por el hombre primitivo. Aquella fue, y sigue siendo, una lucha establecida entre el hombre y la naturaleza, para ganar las batallas de la industrialización y el avance tecnológico, por el primero y la guerra ecológica - mineral, por la madre naturaleza".

ASPECTOS GENERALES



ASPECTOS GENERALES

1.- Definir y explicar qué es la corrosión en lo que concierne a los materiales metálicos.

2.- Definir los siguientes términos:

- | | | |
|------------------|------------------|----------|
| - Electroquímica | - Anodo | - Cátodo |
| - Termodinámica | - Cinética | - Cation |
| - Anión | - Pila Galvánica | |

3.- ¿Cuáles son los factores que afectan a la corrosión de los metales?

4.- ¿Cuáles son las formas de la corrosión?

5.- ¿Cuál de los dos se encuentra en un estado de energía más bajo: el hierro elemental o el óxido de hierro III (Fe_2O_3)?

6.- Dar algunos ejemplos del deterioro ambiental de: materiales cerámicos y materiales poliméricos.

7.- ¿Cómo se llama la reacción de oxidación en la que los metales forman iones que pasan a la solución acuosa en una reacción de corrosión electroquímica? ¿Qué clases de iones se producen en esta reacción? Escribir la reacción de semicelda para la oxidación de metal zinc puro en solución acuosa.

8.- ¿Cómo se llama la reacción en la que un no metal o un metal se reduce en su carga de valencia en una reacción de corrosión electroquímica? ¿Se producen o se consumen electrones en esta reacción?

7.- ¿Cuál es el potencial de semicelda estándar de oxidación-reducción?

9.- Describir el método usado para determinar el potencial de oxidación-reducción estándar de una semicelda de un metal utilizando una semicelda de hidrógeno.

10.- Escribir cinco metales que sean catódicos con el hidrógeno y encontrar sus potenciales estándar de oxidación. Repetir lo mismo, pero para metales anódicos con el hidrógeno.

11.- Considerar una celda galvánica de magnesio - hierro que consta de un electrodo de magnesio en una solución de MgSO_4 , 1 M y un electrodo de hierro en una solución de FeSO_4 , 1 M. Cada electrodo y sus electrolitos están separados por una pared porosa y la celda completa está a 25 °C. Ambos electrodos están conectados por un alambre de cobre.

- ¿Qué electrodo es el ánodo?
- ¿Qué electrodo se corroe?
- ¿En qué dirección irá el flujo de electrones?
- ¿En qué dirección se moverán los aniones en la solución?

- e) ¿Y los cationes?
- f) Escribir la reacción de la semicelda en el ánodo.
- g) Escribir la reacción de la semicelda en el cátodo.

12.- Una celda galvánica estándar tiene electrodos de zinc y de estaño. ¿Qué electrodo es el ánodo? ¿Qué electrodo es el cátodo? ¿Cuál es la fuerza electromotriz de la celda?

13.- Una celda galvánica estándar tiene electrodos de hierro y plomo. ¿Quién es el ánodo y quién el cátodo? ¿Cuál será la fem de la celda?

14.- Un proceso de electrodeposición utiliza 15 A para corroer químicamente (disolver) un ánodo de cobre. ¿Cuál es la velocidad de corrosión del ánodo en gramos por hora?

15.- ¿Qué es la densidad de corriente de cambio? ¿Qué se entiende por la corriente de corrosión, i_{corr} ?

16.- Definir y dar un ejemplo de:

- a) Polarización por activación
- b) Polarización por concentración

17.- Definir la pasivación de un metal o una aleación. Dar ejemplos de metales y aleaciones que muestren pasivación.

18.- Describir brevemente las siguientes teorías de pasividad de los metales:

- a) Teoría del óxido
- b) Teoría de adsorción

19.- Dibujar una curva de polarización para un metal pasivo e indicar en ella:

- a) El voltaje primario pasivo, E_{pp}
- b) La corriente pasiva, i_p

20.- Describir el comportamiento frente a la corrosión de un metal pasivo en:

- a) La región activa
- b) La región pasiva
- c) La región transpasiva

Dar una curva de polarización. Explicar las razones de diferente comportamiento en cada región.

21.- Explicar el comportamiento electroquímico en el exterior y en el interior de un plato de estaño usado como recipiente para la comida.

22.- Explicar las diferencias en el comportamiento a la corrosión de:

- a) un cátodo grande y un ánodo pequeño
- b) un ánodo grande y un cátodo pequeño

¿Cuál de las dos condiciones es más favorable desde el punto de vista de la prevención de la corrosión y por qué?

23.- ¿Qué es la corrosión por picadura? ¿Dónde se inician normalmente los hoyos? Describir un mecanismo electroquímico para el crecimiento de un hoyo en un acero inoxidable sumergido en una solución aireada de cloruro sódico.

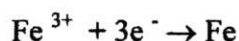
24.- Explicar la diferencia que existe entre las reacciones electroquímicas de oxidación y reducción.

25.- Escribir las posibles semireacciones de oxidación y reducción que ocurren cuando el Mg se sumerge en cada una de las siguientes soluciones: a) HCl, b) Solución de HCl con O₂ disuelto.

26.- Demostrar que: a) el valor de F (constante de Faraday) en la ecuación de NERNST es 96 500 coul / mol, y b) que a 25 °C se cumple la siguiente igualdad:

$$\frac{R T}{n F} \ln (x) = \frac{0.0592}{n} \log (x)$$

27.- Utilizar la tabla de potenciales estándar de óxido - reducción para determinar el potencial estándar de electrodo, para la reducción descrita por la siguiente reacción:



28.- De la serie Galvánica, citar tres metales o aleaciones que puedan emplearse para proteger galvánicamente a un acero inoxidable tipo 304 que es muy activo.

29.- Describa el fenómeno de Pasividad. Indique dos tipos comunes de aleaciones que se pasiven.

30.- Para cada una de las formas de corrosión, aparte de la Uniforme, hacer lo siguiente:

- Describir el por qué, dónde, y las condiciones bajo las cuales ocurre la corrosión, que se está describiendo.
- Citar tres medidas que se pueden tomar para prevenirla(s) o controlarla(s), en cada caso.

EJEMPLO DE PREGUNTA RESUELTA

4.- SOLUCIÓN

Clasificar los tipos o formas de la corrosión por las cuales un material metálico deja de ser útil a consecuencia de su inestabilidad en el medio en que se encuentre, resulta ser un poco compleja por los diferentes puntos de vista que emplean la mayoría de los autores. Fontana, habla de las ocho formas de la corrosión (ataque general, intergranular, selectiva por disolución, bajo tensión, por hendiduras, por picaduras, galvánica y erosión) sin embargo, una de las clasificaciones más aceptadas se divide en sólo dos tipos: Corrosión General / Uniforme y Localizada; donde la segunda se subdivide en macroscópica y microscópica. Ver figura 1.

Las ocho formas de la corrosión pueden dividirse en tres categorías:

GRUPO I Aquellas identificables por examinación visual

- Corrosión General / Uniforme
- Corrosión Localizada
- Corrosión Galvánica

GRUPO II Las que pueden requerir formas suplementarias de examinación

- Efecto de la Velocidad
- Corrosión por Erosión
- Corrosión por Cavitación
- Corrosión Intergranular
- Corrosión en Hendiduras / Rendijas

GRUPO III Usualmente deben ser analizadas por microscopía (óptica, electrónica de barrido, etc.)

- Fragilización por Hidrógeno
- Corrosión Asistida por Esfuerzo
- Corrosión Fatiga
- Corrosión en Alta Temperatura
- Corrosión Microbiológica

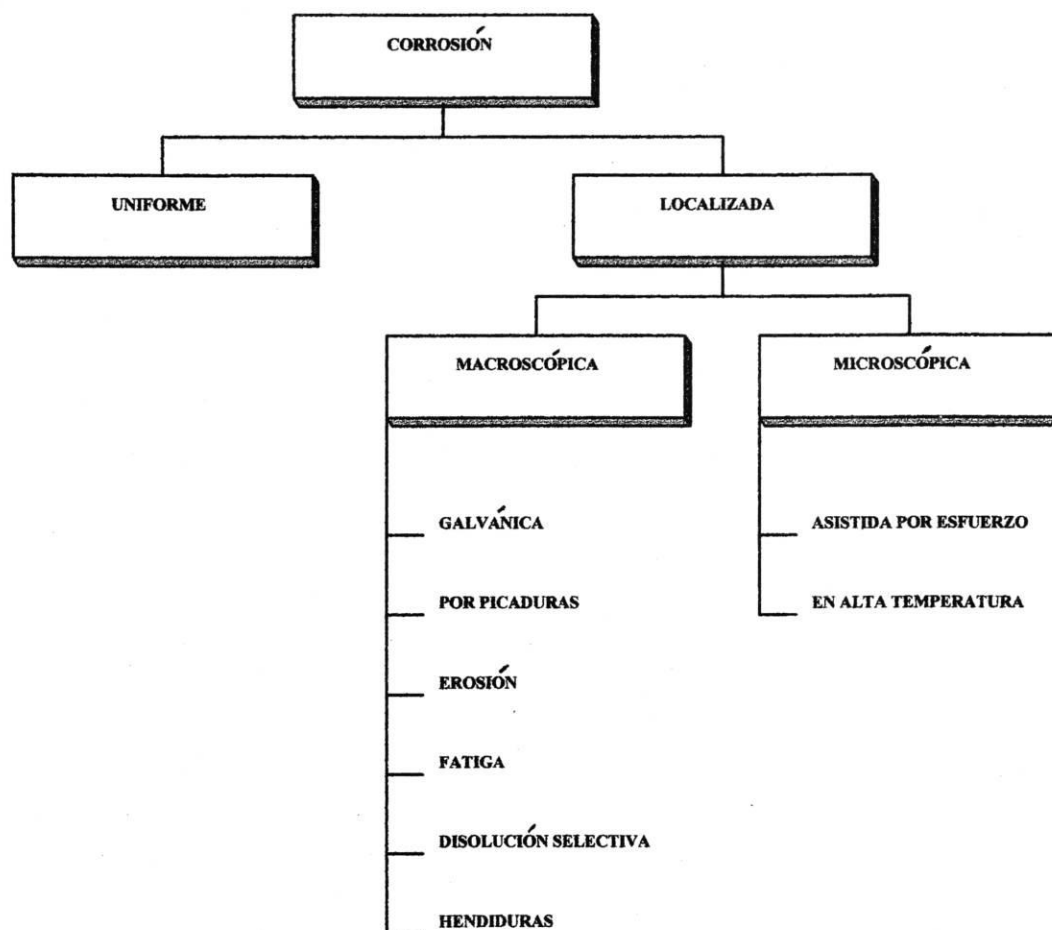
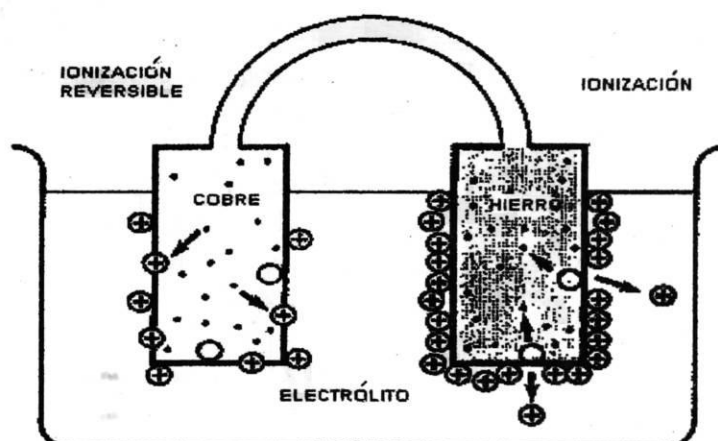
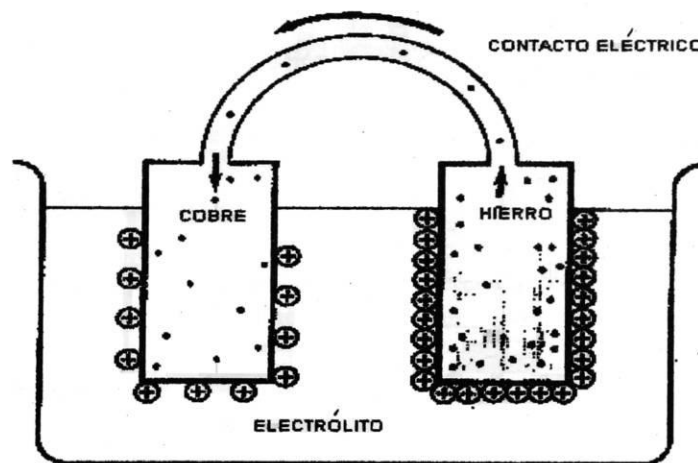


Figura 1. Las diferentes formas de la corrosión

REFERENCIAS

1. Fontana M. G., *Corrosion Engineering*, Mc. Graw-Hill International, N. Y., Third Edition, Singapur, 1987
2. Uhlig H. H., *Corrosion and Control an Introduction to Corrosion Science and Engineering*, John Wiley & Sons, 3a. Ed., N. Y., 1985
3. *Corrosion Basics An Introduction*, National Association of corrosion Engineering, NACE, U.S.A., 1984
4. Ávila, J. y Genescá, J., *Más Allá de la Herrumbre*, Fondo de Cultura Económica, La Ciencia desde México, No. 9, México, 1986
5. Ávila, J. y Genescá, J., *Más Allá de la Herrumbre II*, Fondo de Cultura Económica, La Ciencia desde México, No. 79, México, 1989
6. González F. J. A., *Teoría y Práctica de la Lucha contra la Corrosión*, Consejo Superior de Investigaciones Científicas, Madrid, España, 1984
7. Metals Handbook, *Corrosion*, Vol. 13, American Society for Metals, ASM, Ninth Edition, U.S.A., 1987
8. Scully J. C., *Fundamentos de Corrosión*, 1a. Ed., Alhambra, S. A., España, 1989
9. Evans U. R., *Corrosiones Metálicas*, Ed. Reverté, 1a. Ed., España, 1987
10. Stewart and Tulloch, *Principles of Corrosion and Protection*, Ed. A. R. Barley, Canadá, 1968
11. Galvele J. R., *Corrosión*, Secretaría General de la Organización Americana, Washington, D. C., 1979
12. West, J. M., *Corrosión y Oxidación, Fundamentos*, Limusa, 1a. Ed., México, 1986
13. Ávila, J. y Genescá, J., *Termodinámica y Cinética de la Corrosión*, IMICORR, México, D. F., 1987

ELECTROQUÍMICA: QUÍMICA DE SOLUCIONES IÓNICAS



ELECTROQUÍMICA: QUÍMICA DE SOLUCIONES IÓNICAS

1.- Conceptos de química de soluciones iónicas:

- a) Electrólisis, Leyes de Faraday
- b) Resistividad, conductancia específica, conductividad equivalente (Λ)
- c) Variación de Λ vs. C o \sqrt{C} (Gráfica de Kohlrausch)
- d) Razonamiento del por qué cambia Λ vs. C para electrolitos fuertes y débiles
- e) Ecuación de Onsager
- f) Teoría de Debye-Hückel
- g) Atmósfera iónica
- h) Efecto electroforético
- i) Ley límite de Debye-Hückel
- j) Coeficiente de actividad y su variación con la concentración
- k) Número de transporte
- l) Determinación del número de transporte
 - Método Hittorf
 - Método del límite móvil

2.- La diferencia de potencial a través de un cierto alambre eléctrico es de 3.20 V cuando circula una corriente de 0.85 A. El alambre tiene una longitud de 300 cm y un diámetro de 1.0 mm. ¿Cuál es:

- a) la resistencia del alambre
- b) la resistencia por cm
- c) la resistividad y
- d) la conductividad específica?

3.- Una corriente de 0.5 A fluye a través de un circuito durante 10 min. bajo un potencial aplicado de 30 V. Calcular la cantidad de electricidad transportada por la corriente.

4.- Cuando se aplica una diferencia de potencial de 110 V de corriente continua a los terminales de una lámpara eléctrica, se encuentra que circula una corriente de 2 A.

- a) ¿Cuál es la resistencia de la lámpara?
- b) ¿Cuántas calorías se disipan por hora?

5.- A la temperatura de 25 °C una celda de conductividad que contiene una disolución de KCl 0.01 N presenta una resistencia de 1 748.56 Ω . Cuando esta misma celda contiene una disolución de AgNO₃ 0.001 M tiene una resistencia de $1.889 \times 10^{-4} \Omega$. Calcular:

- a) la constante de la celda
- b) la conductividad específica de la disolución de AgNO₃ 0.001 M, sabiendo que la disolución de KCl 0.01 N a la temperatura indicada tiene una conductividad específica de $1.41145 \times 10^{-3} \Omega^{-1} \text{ cm}^{-1}$.

6.- A 10 °C una celda de conductividad que contiene una disolución 0.1 N de K Cl presenta una resistencia de 540 Ω . La conductividad específica del electrolito a esta temperatura es de 0.009 316 $\Omega^{-1} \text{ cm}^{-1}$. Calcular la constante de la celda.

7.- Se calibró una celda de conductividad llenándola con una solución de K Cl 0.020 M, la cual tiene una conductividad específica de 0.002 768 $\Omega^{-1} \text{ cm}^{-1}$. La resistencia a 25 °C fue de 4 57.3 Ω . La celda fue llenada seguidamente con una solución que contenía 0.555 g / l de CaCl_2 , midiéndose una resistencia de 1 050 Ω . Calcular:

- la constante de la celda
- la conductividad específica de la solución de CaCl_2
- la conductividad equivalente del CaCl_2 a esta concentración.

8.- La conductividad equivalente de la sal sódica del ácido crotonico a dilución infinita es de 88.30 $\Omega^{-1} \text{ equiv}^{-1} \text{ cm}^2$. La conductividad equivalente del ácido crotonico 0.0017 N es de 39.47 $\Omega^{-1} \text{ equiv}^{-1} \text{ cm}^2$. Hallar el grado de disociación del ácido crotonico en esta solución.

9.- Las conductividades equivalentes a dilución infinita para las siguientes sustancias son:

Sustancia	Conductividad equivalente [$\Omega^{-1} \text{ equiv}^{-1} \text{ cm}^2$]
benzoato de sodio	82.4
Na Cl	126.5
H Cl	426.2

Calcular la conductividad equivalente a disolución infinita Λ_0 del ácido benzoico.

10.- En la electrólisis de una solución que contiene complejos cianurados de cobre (i), Ni y Zn, se obtuvo un depósito de 0.175 g que contiene 72.8% de Cu (en peso), 4.3% de Ni, 22.9 % de Zn. Suponiendo que no existe evolución de gas H_2 . ¿Cuántos coulombios pasaron por la solución?

11.- Se quiere depositar Ni sobre una pieza metálica en una celda electrolítica formada por los siguientes elementos:

- un cátodo de Fe
- un ánodo de Monel (aleación Ni-Cu)
- una solución de Ni SO_4 y NiCl_2 de pH = 3

Para obtener un buen depósito la experiencia aconseja una densidad de corriente de 25 mA / cm^2 . ¿Cuál sería el tiempo de electrólisis para obtener un depósito de 2 micras sobre la pieza, sabiendo que su área es de 4 cm^2 ?

12.- Un amperímetro y un coulombímetro de Cu se conectan en serie en un circuito eléctrico a través del cual fluye una corriente constante. El amperímetro marcó 0.55 A. Si 0.635 g de Cu se depositaron en una hora. ¿Cuál es el porcentaje de error del amperímetro en el valor dado?

13.- Los 140 l de solución obtenidos en una celda operando 10 horas con una corriente de 1250 A contienen 116.5 g / l de Na OH. Determinar la eficiencia de corriente a la cual está operando la celda.

14.- Una corriente que pasa durante 6 min. a través de un coulombímetro que contiene H_2SO_4 diluido desprende 40 cm^3 de gas detonante a 15°C y 748 mm Hg. ¿Cuál es el valor medio de la intensidad de la corriente?

15.- En la obtención de Na OH por electrólisis de una solución de Na Cl se obtuvieron al cabo de cierto tiempo, 600 cm^3 de una solución que contenía 40 g de Na OH por litro. Durante el mismo tiempo se depositaron 30.4 g de Cu en un coulombímetro de Cu intercalado en serie con la celda electrolítica. Calcular el porcentaje de Na OH obtenido con respecto al rendimiento teórico.

16.- Una corriente eléctrica de 2 000 A circula a través de una solución de Cu. ¿Cuántos kg de Cu podrán obtenerse en 24 horas?

17.- Una corriente de 2.3 A pasa a través de una solución de Cu Cl_2 durante 30 min. Calcular la cantidad de electrólito que se descompone.

18.- Una corriente eléctrica circula a través de dos coulombímetros colocados en serie. Los electrodos de ambos coulombímetros son de Pt. El primero de ellos contiene una solución de un nitrato metálico y el segundo H_2SO_4 diluido. Después de un cierto tiempo se depositaron 0.675 g de metal en el cátodo del primer coulombímetro, desprendiéndose 73.1 cm^3 de H_2 , medidos a 16°C y 770 mm de Hg en el cátodo del segundo. Calcular el peso equivalente del metal.

19.- Durante la realización de un niquelado en una solución de H_2SO_4 circulan 15 A durante 1 hora. En el cátodo, consistente de una esfera de metal de radio 1.5 cm, se desprende gas H_2 y se deposita Ni, siendo la eficiencia faradámica de la deposición del Ni del 60 %. ¿Cuál es el espesor del niquelado?

20.- Se emplea una corriente de 18 A para realizar un niquelado en una solución de H_2SO_4 . En el cátodo se deposita Ni y desprende H_2 , siendo la eficiencia de la corriente con respecto a la formación de Ni del 60 %. Calcular:

- a) cuántos g de Ni se depositan por hora en el cátodo
- b) cuál es el espesor del niquelado, si el cátodo consiste en una hoja de metal cuadrada de 4.0 cm de lado, expuesta por ambas caras
- c) qué volumen de gas H_2 (medido en condiciones normales) se forma por hora.

21.- En la calibración de un amperímetro se conectan en serie un coulombímetro de H_2 y otro de Ag en el circuito. Luego de pasar corriente, se recogieron 95.0 ml de H_2 en una bureta de gas en 1 hora

(19 °C y 744 mm de Hg). En el mismo tiempo se depositaron 0.845 g de Ag en el coulombímetro de Ag. Calcular la intensidad de la corriente que ha circulado.

22.- La conductividad molar del K Cl acuoso varía con la concentración según la siguiente tabla. Determinar el coeficiente de Kohlrausch para este electrólito y confirmar que su valor viene dado por la ecuación de Debye-Hückel-Onsager.

Concentración mol / l	Λ $\Omega^{-1} \text{cm}^2 \text{mol}^{-1}$
0.001	146.9
0.005	143.5
0.010	141.2
0.020	138.2

23.- La conductividad específica de una solución saturada de BaSO_4 es de $4.63 \times 10^{-6} \Omega^{-1} \text{cm}^{-1}$ y la conductividad específica del agua pura a la misma temperatura es de $1.12 \times 10^{-6} \Omega^{-1} \text{cm}^{-1}$. Calcular la solubilidad del BaSO_4 .

24.- Una solución de AgNO_3 conteniendo 0.0074 g de AgNO_3 / g H_2O se electroliza con electrodos de Ag. Después de la electrólisis, 25 g de la solución anódica contienen 0.2553 g de AgNO_3 . En un coulombímetro de Ag conectado en serie se han depositado 0.0785 g de Ag. Calcular el número de transporte de los iones Ag y nitrato.

25.- El coeficiente de actividad iónico medio de una disolución 0.005 M de ZnCl_2 a 25 °C es de 0.789 (B. E. Conway, Electrochemical Data). Determinar cuándo puede aplicarse la ley límite de Debye - Hückel a una disolución de ZnCl_2 de la concentración indicada.

26.- Se ha electrolizado una solución de AgNO_3 con electrodos de Ag en una celda de Hittorf. El ánodo perdió 0.112 g y el electrólito ganó a su vez 0.555 milimoles de Ag^+ . Calcular el número de transporte del ion plata en la solución.

27.- La carga sobre un electrón es $1.6022 \times 10^{-19} \text{C}$. Calcule el número de Avogadro del hecho que $1 \text{F} = 96485$.

28.- En la electrólisis del CuSO_4 . ¿Qué cantidad de cobre es depositada sobre el cátodo por una corriente de 0.750 A en 10.0 minutos?

29.- Calcular la conductividad equivalente del KBrO_3 a dilución infinita.

Concentración equiv / l X 1 000	K $\Omega^{-1} \text{cm}^{-1} \text{X 1 000}$
147.74	15.309
130.81	13.704
93.616	10.067
48.959	5.496
11.069	1.332
3.2819	0.4076
1.9640	0.2462
0.8370	0.1061
0.5443	0.0693

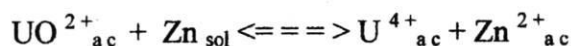
30.- Representar gráficamente las conductividades molares de las siguientes sustancias, $1/2 \text{Na}_2\text{SO}_4$, CH_3COONa y $1/2 \text{H}_2\text{SO}_4$ respecto a la concentración y obtener los valores de la conductividad a dilución infinita, Λ_0 . Utilizando la Ley de Kohlrausch para la migración independiente de los iones calcular el valor de Λ_0 para el CH_3COOH .

Concentración m/l	$1/2 \text{Na}_2\text{SO}_4$	$\text{CH}_3\text{COO Na}$	$1/2 \text{H}_2\text{SO}_4$
0.50	----	58.6	222.5
0.10	90.0	72.8	250.8
0.05	97.8	76.9	272.6
0.01	112.4	83.8	336.4
0.005	117.2	85.7	364.9
0.001	124.2	88.5	399.5
0.000 5	125.7	89.2	413.1

31.- La reacción del cátodo es $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \Rightarrow \text{Cu}_{\text{sol}}$ y por consiguiente 2 F depositan 63.5 g de Cu_{sol} .

- ¿Qué masa de cobre se depositan en la electrólisis de Cu SO_4 al mismo tiempo que se depositan 1.00 gr. de Ag en un coulombímetro de plata que se coloca en serie con la pila de Cu SO_4 ?
- Si se usa una corriente de 1.00 A, ¿Cuántos minutos se requieren para depositar esta cantidad de cobre?

32.- Balancear:



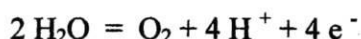
Identifique el reactivo oxidante y el reactivo reductor. Escriba las reacciones de oxidación y de reducción debidamente balanceadas.

33.- Se conectan en serie 3 celdas electrolíticas cuyos ánodos (Al, Mg y Zn) pesan inicialmente un gramo y se hacen pasar 0.2 A por el circuito.

- Esquematizar el circuito.
- Considerando una eficiencia de corriente del 100% calcular la cantidad de aluminio, magnesio y zinc que se disuelve después de una hora.
- Calcular la cantidad máxima de aluminio que se disuelve y explicar.

34.- Una solución acuosa de sulfato de sodio 10^{-3} M presenta una conductividad electrolítica de $2.6 \times 10^{-2} \Omega^{-1} \text{m}^{-1}$ a cierta temperatura. Cuando esta solución se satura con sulfato de calcio dicho valor aumenta hasta $7.2 \text{E}^{-2} \Omega^{-1} \text{m}^{-1}$. Sabiendo que $\lambda^0(\text{Na}^+) = 5.015 \text{E}^{-3} \Omega^{-1} \text{m}^{-1}$ y $\lambda^0(1/2 \text{Ca}^{2+}) = 11.9 \times 10^{-3} \Omega$. Calcular el producto de solubilidad del sulfato de calcio en $\text{mol}^2 \text{m}^{-6}$.

35.- Se electrolizan 150 ml de solución acuosa de Cu Cl_2 ($\text{pH}_0 = 4.68$). El Cu se deposita en el cátodo y en el ánodo se libera O_2 de acuerdo a la reacción:



Calcular la cantidad de coulombios asociada a la electrólisis, cuando el pH de la solución es de 1.5; y la cantidad de cobre que se depositó en gramos.

36.- Calcular el número de transporte del ión sodio por el método de frontera móvil a 25°C sabiendo que se hacen pasar 1.6 mA a través de una columna de vidrio de $1.115 \times 10^{-5} \text{m}^2$ de área de sección recta y que contiene una solución acuosa de NaCl 0.02 M en contacto con otra de Cd Cl_2 .

El ánodo es de Cd y el cátodo de Ag Cl / Ag. La posición del límite entre las soluciones (observable por el cambio del índice de refracción) a diferentes tiempos se presenta en la siguiente tabla:

y	10^{-2}m	0.50	5.00	10.00
t	10^2s	1.72	17.30	34.53

37.- Se conectan en serie dos celdas electrolíticas cuyos ánodos de Al y Zn pesan inicialmente 1.0 g. Se hace pasar una corriente constante de 0.2 A a través del circuito. Considerando una eficiencia de corriente del 100 %, calcular:

- a) La cantidad de Al y Zn disueltos después de 1 hora.
- b) La cantidad máxima de aluminio que se disuelve. Explicar.

38.- Una solución acuosa de sulfato de sodio 10^{-3} M tiene una conductividad electrolítica de $2.6 \times 10^{-2} \Omega^{-1} \text{ m}^{-1}$ a cierta temperatura. Cuando esta solución se satura con sulfato de calcio, dicho valor aumenta hasta $7.0 \times 10^{-2} \Omega^{-1} \text{ m}^{-1}$. Sabiendo que $\lambda^\circ(\text{Na}^+) = 5.015 \times 10^{-3} \Omega^{-1} \text{ m}^2 \text{ mol}^{-1}$ y $\lambda^\circ(\text{Ca}^{2+}) = 11.9 \times 10^{-3} \Omega^{-1} \text{ m}^2 \text{ mol}^{-1}$. Calcular el producto de solubilidad del CaSO_4 en $\text{mol}^2 \text{ m}^{-6}$ a dicha temperatura.

39.- Se desea depositar 5 g de plata de una solución de Ag^+ . Determine el número de amperios requeridos para una duración de 1 000 s.

40.- Con una corriente de 0.5 A, ¿Cuánto tiempo se requiere para depositar 10 g de oro en una solución de Au^{3+} ?

41.- En la electrodeposición de níquel de una solución conteniendo Ni^{2+} . ¿Cuál será el peso del metal depositado en el cátodo, por una corriente de 4.02 A fluyendo por 1 000 minutos?

42.- Se pasa cierta cantidad de electricidad a través de dos celdas electrolíticas separadas que contienen soluciones de AgNO_3 y SnCl_2 , respectivamente. Si se depositan 2.0 g de plata en una celda. ¿ Cuántos gramos de estaño se depositarán en la otra celda?

43.- Una celda electrolítica contiene una solución de CuSO_4 y un ánodo de cobre impuro. ¿Cuántos gramos de cobre se refinarán (depositados en el cátodo), mediante 150 A mantenidos durante 12 horas ?

44.- Una planta de electrodeposición utiliza un baño de sulfato de níquel de alto pH, saturado en ácido bórico. Este último no se descompone en la electrólisis. Los depósitos se hacen con una densidad de corriente en el cátodo de 24 A por pie cuadrado, por 45 minutos. La deficiencia del proceso es del 25 % de depósito de Ni y de 90 % de disolución del Ni del ánodo. Suponer que el 5 % de la corriente libera H_2 en el cátodo, mientras 10 % libera O_2 en el ánodo. Calcular:

- a) El espesor del depósito de Ni, en pulgadas y en milímetros.
- b) El volumen de O_2 e H_2 liberado por pie^2 , en 45 minutos.
- c) Los gramos del ácido sulfúrico formados en el baño, por pie^2 en 45 minutos.

$$\text{Ni} = 58.71 \text{ g / g mol}$$

$$I = 24 \text{ A / pie}^2 \text{ (densidad de corriente)}$$

$$t = 45 \text{ minutos}$$

$$E_f = 95 \% \text{ (de depositación)}$$

$$E_f = 90 \% \text{ (disolución de Ni del ánodo), 5 \% corriente libera } \text{H}_2 \text{ y 5 \% libera } \text{O}_2$$

$$\rho_{\text{Ni}} = 8.9 \text{ g/cm}^3$$

45.- Con un baño de bajo pH, similar al del problema anterior, usando una densidad de corriente de 800 A/m^2 , y a una superficie de depósito del 75 %. ¿Cuánto tiempo llevará depositar 0.001 pulgadas de Ni?

46.- Calcular la densidad de corriente limitante para la deposición catódica a partir de una solución unimolar de Cu SO_4 . La capa de difusión es $100 \mu\text{m}$. Escribir el análisis dimensional que le dará las unidades de A/m^2 .

47.- ¿Cuántas horas se requieren para que una corriente de 3.0 A Descomponga electrolíticamente 18 gramos de agua?

48.- La carga sobre un solo electrón es $1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$. Calcular el número de Avogadro del hecho que $1 \text{ F} = 96485 \text{ C}$.

49.- En la electrólisis del Cu SO_4 , ¿Qué cantidad de cobre es depositada sobre el cátodo por una corriente de 0.750 A en 10.0 minutos?

50.- La reacción del cátodo es $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Cu}_{\text{sol}}$ por consiguiente 2 F depositan 63.5 g de Cu_{sol} .

a) ¿Qué masa de cobre se depositan en la electrólisis de Cu SO_4 al mismo tiempo que se depositan 1.00 g de Ag en un Coulombímetro de plata que se coloca en serie con la pila de CuSO_4 ?

b) Si se usa una corriente de 1.00 A , ¿Cuántos minutos se requieren para depositar esta cantidad de cobre?

EJEMPLOS DE PROBLEMAS RESUELTOS

2.- SOLUCIÓN: Datos: $\Delta E = 3.2 \text{ V}$, $I = 0.83 \text{ A}$, $L = 300 \text{ cm}$, $\Phi = 1.00 \text{ mm}$

a) Aplicando la ley de Ohm:

$$R = \frac{E}{I} = \frac{3.2}{0.85} = 3.765 \Omega$$

$$\text{Área de la Sección Transversal: } \pi/4 (0.1)^2 = 7.853 \times 10^{-3} \text{ cm}^2$$

b)
$$\frac{3.765}{300} = 0.01255 \Omega/\text{cm}$$

$$c) \quad \rho = \frac{R A}{L} = \frac{(3.765) \left(7.853 \times 10^{-3} \right)}{300} = 0.857 \times 10^{-5} \Omega \text{ cm}$$

$$d) \quad K = \frac{1}{\rho} = \frac{1}{R} \frac{1}{A} = \frac{1}{9.857 \times 10^{-5}} = 10\,194.17 \Omega^{-1} \text{ cm}^{-1}$$

14.- SOLUCIÓN: Datos: $t = 6$ minutos, $T = 15^\circ \text{C}$, $P = 748$ mm Hg, $V = 40 \text{ cm}^3$

Fórmula : $P V = n R T$

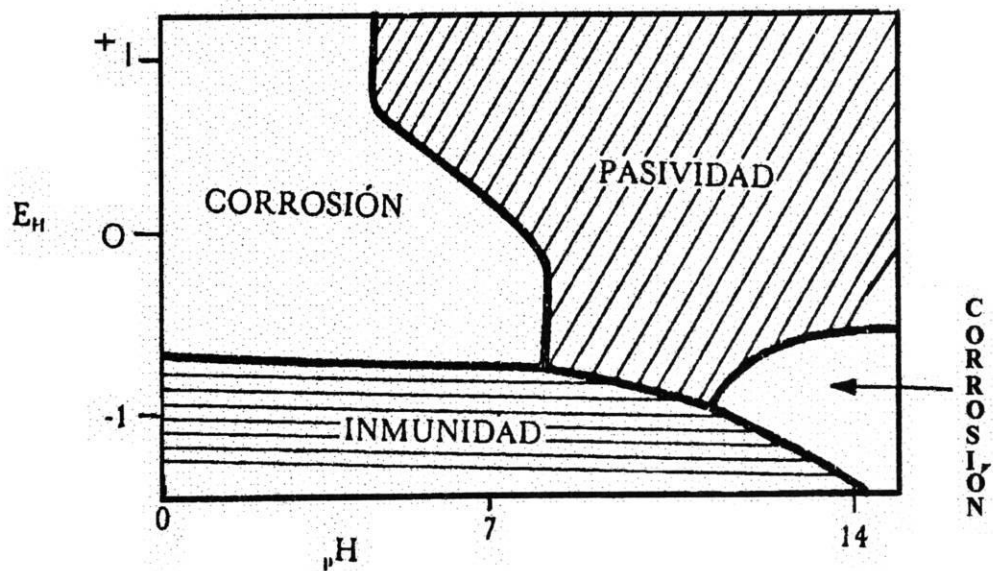
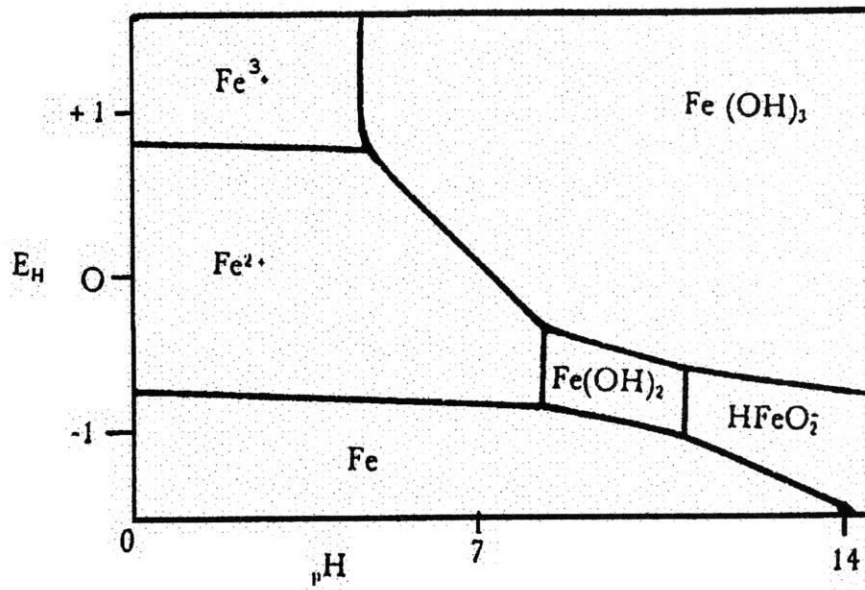
$$n = \frac{P V}{R T} = \frac{\left(\frac{748}{760} \right) \left(\frac{40}{1000} \right)}{(0.082 \times 288)} = 1.6667 \times 10^{-3} \text{ (2 eq)}$$

$$I t = Q = \left(3.334 \times 10^{-3} \right) \left(\frac{96500}{1} \right) = 0.8937 \text{ A}$$

REFERENCIAS

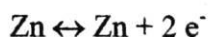
1. Bockris, J. O. et al., *Modern Electrochemistry*, Vol. 1 – 2, Plenum Press, New York, 1979
2. Robbins J., *Ions in Solution an Introduction to Electrochemistry*, Oxford University Press, 1972
3. Robinson R. A. and Stokes R. H., *Electrolyte Solutions*, Butterworth, 1971
4. Macinnes A., *The Principles of Electrochemistry*, Dover, 1972
5. Olguin Q. S., Montoya V. F., Flores V. E., *Fundamentos de Electroquímica*, Instituto Politécnico Nacional, México, D. F., 1988
6. The Chemical Society, *Electrochemistry*, vol. 3, Specialist Periodical Reports, 1973
7. Kauffman A. M., *Understanding Electrochemical Cell*, Technical Report 017 / 85, Solarton Instruments Schlumberger Electronics, U. K. Ltd., 1985
8. Selley N. D., *Experimental Approach to Electrochemistry*, Edward Arnold, London, 1977
9. Bockis J. O. and Reddy A. K. N., *Comprehensive Treatise of Electrochemistry*, Vol. 4, Plenum Press, New York, 1984

TERMODINÁMICA DE LA CORROSIÓN



TERMODINÁMICA DE LA CORROSIÓN

- 1.- ¿Qué es termodinámica y cuáles son los parámetros básicos en que se fundamenta todo cálculo termodinámico?
- 2.- ¿Qué es la serie galvánica y electromotriz? Explicar la diferencia de una serie con respecto a la otra.
- 3.- La fem de una celda galvánica estándar de Fe - Sn es - 0.304 V. Si la fuerza electromotriz estándar para la semicelda de oxidación es de - 0.440 V. ¿Cuál es la fem estándar de la semicelda para el estaño?
- 4.- ¿Qué fuerza electromotriz con respecto a un electrodo estándar de hidrógeno tiene un electrodo de zinc sumergido en un electrolito de Zn Cl_2 , 0.06 M? La reacción en la semicelda de zinc es:



- 5.- Una celda galvánica tiene electrodo de magnesio en una solución de Mg SO_4 , 0.05 M y un electrodo de cobre en una solución de Cu SO_4 , 0.09 M a 25 °C. ¿Cuál es la fem de la celda?
- 6.- Una celda galvánica tiene un electrodo de hierro en una solución de Fe SO_4 , 0.02 M y un electrodo de cobre en una solución de Cu SO_4 , 0.05 M a 25 °C. ¿Cuál es la fem de la celda?
- 7.- Un electrodo de cobre está sumergido en una solución de Cu SO_4 a 25 °C. ¿Cuál debe ser la molaridad de la solución, si el electrodo muestra un potencial de + 0.299 V con respecto a un electrodo estándar de hidrógeno?
- 8.- Un electrodo de zinc está sumergido en un electrolito de iones Ni^{2+} , 0.07 M y el otro extremo en un electrolito de iones Ni^{2+} , 0.003 M. Los dos electrolitos están separados por una pared porosa.
 - a) ¿En qué extremo del alambre se producirá la corrosión?
 - b) ¿Cuál es la diferencia de potencial entre los extremos del cable en el momento de la inmersión en los electrolitos?
- 9.- Se tiene un cable de cobre cuyos extremos están inmersos en dos electrolitos de Cu^{2+} de concentraciones 0.02 M y 0.002 M a 25 °C.
 - a) ¿Cuál de los dos extremos se corroe?
 - b) ¿Cuál será la diferencia de potencial entre los extremos del cable?

10.- Considerar una celda de concentración de oxígeno, consistente en dos electrodos de zinc. Uno está sumergido en una solución de agua de baja concentración de oxígeno y el otro en otra solución, pero con alta concentración de oxígeno. Los dos electrodos están conectados por un cable de cobre.

a) ¿Qué electrodo sufrirá la corrosión?

b) Escribir las reacciones de las semiceldas para la reacción anódica y catódica.

11.- En los metales: ¿Qué región (anódica) es más reactiva químicamente, la región de los granos de la matriz, o la región de los límites de grano? ¿Por qué?

12.- Considerar un acero al carbono de 0.95 %. ¿En qué condiciones es más resistente a la corrosión?

a) Cuando tiene estructura martensítica.

b) Cuando se hace un revenido martensítico con carburo ϵ y Fe_3C formados en un intervalo de 200 a 500 °C. Explicar.

13.- ¿Porqué son más resistentes a la corrosión, en general, los metales puros que los impuros?

14.- ¿Cuáles son los diagramas de estabilidad termodinámica (Pourbaix)? ¿Para qué se utiliza un diagrama potencial - pH?

15.- Trazar el diagrama de predominancia relativa (potencial - pH) de especies disueltas para el Cu, considerando las siguientes: Cu^+ , Cu^{2+} , $\text{Cu O}_2\text{H}^+$, Cu O_2^- y Cu O_2^{2-} .

16.- Trazar el diagrama de estabilidad relativa de las especies sólidas del Cu, considerando las siguientes: Cu, Cu_2O , Cu O y Cu_2O_3 .

17.- Construir el diagrama potencial - pH para el sistema Cu - H_2O , superponiendo los dos diagramas anteriores, determinar los dominios teóricos de inmunidad, corrosión y pasivación.

Base de cálculo: considerar que la solubilidad del metal es igual a 10^{-6} M.

18.- Las soluciones de sales ferrosas son inestables en el aire e incluso para valores de pH muy ácidos producen precipitados de óxido de hierro (III) de color marrón. Una de las maneras de conservarlas es haciéndoles pasar una corriente de nitrógeno gaseoso.

En cierto experimento, se hizo pasar una corriente de N_2 en una solución de FeSO_4 1 M en H_2SO_4 diluido (pH = 2), el cual poco a poco se fue mezclando con el oxígeno disuelto. La presión total es de 1 atm y la temperatura de 25 °C. Calcular gráficamente a qué valor de la presión parcial de O_2 en la mezcla de gases empezará a aparecer el Fe_2O_3 .

Especie	ΔG° [kcal / mol]
Fe^{2+}	- 20.3
Fe^{3+}	- 2.53
Fe_2O_3	- 177.10
H_2O	-57.68

19.- Se estudia una zona del diagrama E - pH del Cr en la cual se encuentran únicamente las especies Cr^{3+} , CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ y Cr_2O_3 .

En esta zona existen dos puntos que representan el equilibrio de tres sustancias en cada uno de ellos. Calcular las coordenadas de dichos puntos y encontrar las ecuaciones de las rectas que se encuentran en cada uno de ellos. Representar el diagrama, colocando las diferentes especies indicadas.

Especie	ΔG° [kcal / mol]
Cr^{3+}	-51.500
CrO_4^{2-}	-176.100
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	-315.400
Cr_2O_3	-260.530
H_2O	-56.68

20.- Determinar la fem para la celda:



De tablas:

$$\gamma_{\pm} \text{ para } 0.01 \text{ M FeCl}_2 = 0.75$$

Estimar γ_{\pm} usando la ley límite de Debye-Huckel

21.- El ión Mn (II) está en equilibrio con cuatro óxidos diferentes: MnO , Mn_3O_4 , Mn_2O_3 y MnO_2 . En un diagrama E - pH a 25 °C calcular las coordenadas de los puntos que representan el equilibrio entre una solución de MnSO_4 0.01 M y de forma simultánea MnO y Mn_3O_4 , Mn_3O_4 y Mn_2O_3 , Mn_2O_3 y MnO_2 , respectivamente.

Especie	ΔG° [kcal / mol]
MnO	- 90.210
Mn ₃ O ₄	- 306.00
Mn ₂ O ₃	-212.300
MnO ₂	-111.100

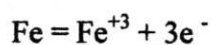
22.- El ión $S_2O_8^{2-}$ es un oxidante energético que se reduce a HSO_4^- o SO_4^{2-} en función del pH. Encontrar las ecuaciones $E = f(\text{pH})$ y representarlas en un diagrama $E - \text{pH}$ de las rectas que describen los equilibrios binarios entre las tres sustancias mencionadas. Suponer en todos los casos concentraciones iónicas de 0.1 M. Si se pone en contacto una solución de $S_2O_8^{2-}$ de concentración 0.1 M y $\text{pH} = 1$, con un sistema redox X / X^- , cuyo potencial de reducción tiene un valor de 1.2 V, calcular si el $S_2O_8^{2-}$ podrá oxidar a este sistema y en caso afirmativo, cuál será el producto resultante de la reducción del $S_2O_8^{2-}$.

Especie	ΔG° [kcal / mol]
SO_4^{2-}	-177.340
HSO_4^-	-179.940
$S_2O_8^{2-}$	-262.000
H_2O	-56.690

23.- El níquel en medio acuoso forma, entre otros productos de oxidación el Ni^{2+} , NiO y Ni_3O_4 . En un diagrama $E - \text{pH}$ a temperatura ambiente calcular las coordenadas del punto de equilibrio de las tres especies oxidadas mencionadas, para una concentración de $NiSO_4$ 0.01 M.

Sustancia	Conductividad equivalente [$\Omega^{-1} \text{equiv}^{-1} \text{cm}^2$]
Ni^{2+}	- 48.195
NiO	- 214.434
Ni_3O_4	- 711.227

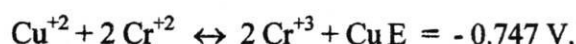
24.- Usando los potenciales estándar de las tablas, calcular la E° para la reacción:



25.- Los electrodos de hierro y plomo están en contacto con sus propios iones y las actividades del Fe^{+2} y Pb^{+2} son iguales. Determine el potencial de celda, sus polaridades y el cambio de energía libre cuando 1 mol del ánodo se disuelve.

26.- Mostrar la ecuación de Nernst para la media celda $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$, si $E^\circ = 1.36$. Calcular el potencial si el Cl_2 está a 0.01 atm y la actividad del Cl^- es de 0.01.

27.- La cementación del cobre usando rebaba de acero es un proceso industrial común, pero tiene ciertas desventajas debido a la reducida pureza del producto. Un proceso ha sido propuesto para la cementación en fase líquida del cobre, usando un par redox como $\text{Cr}^{+2} / \text{Cr}^{+3}$, para el cual está dada la siguiente ecuación:



- Determinar la dirección de la reacción espontánea.
- Listar el posible orden de los pares redox que pueden ser usados para esta reducción.
- Calcular la relación $\text{Cr}^{+3} / \text{Cr}^{+2}$ en el equilibrio si el contenido de Cu^{+2} contenido en la solución es reducido a 0.01 M. Suponer que la concentración es igual a la actividad.

28.- En la serie galvánica, ¿Cómo afecta la distancia entre los metales?

29.- ¿Cuál es la limitación que tiene el empleo de la serie electromotriz en la corrosión de los metales?

30.- ¿Qué importancia tiene la ecuación de Nernst en los diagramas de estabilidad termodinámica?

31.- Explicar un diagrama simplificado de Pourbaix para un metal que se corroe, se pasiva y se inmuniza.

32.- Las energías libres estándar de los iones:

$$\{\text{Na}^+\} = -261 \text{ kJ/mol}$$

$$\{\text{Fe}^{2+}\} = -84.8 \text{ "}$$

$$\{\text{Cr}^{3+}\} = -204 \text{ "}$$

$$\{\text{Pb}^{4+}\} = -822 \text{ "}$$

Calcular E° para los pares $\text{Na}^\circ / \text{Na}^+$, $\text{Fe}^\circ / \text{Fe}^{2+}$, $\text{Cr}^\circ / \text{Cr}^{3+}$ y $\text{Pb}^\circ / \text{Pb}^{4+}$.

33.- Deducir la expresión de la ley de Nernst a partir de consideraciones de la energía libre química para una reacción cualquiera de un metal inmerso en una solución en equilibrio con sus iones.

34.- Para el sistema Fe - H₂O (a 25 °C), deducir las expresiones que definen los límites de los dominios de estabilidad de acuerdo con los siguientes equilibrios químicos y/o electroquímicos. Asumir que la concentración total de iones es 10⁻⁶ M.

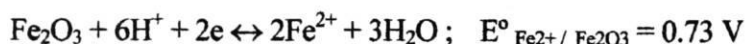
- Para la línea (1) del diagrama, el equilibrio entre las especies es:



- Línea (2):



- Línea (4):



Se involucra oxidación; de la K_{eq} obtener la dependencia con el pH. (a_{Fe2O3} = 1; a_{H2O} = 1) y pH = - log [H⁺].

- Línea (5):



- Para la línea del oxígeno:



- Para el H₂:



35.- Una probeta de aluminio en agua registra un potencial de -515 mV, y después de agregar NaCl el potencial disminuye hasta -700 mV. ¿Cuál es su estado, consultando un diagrama de Pourbaix? Explicar.

36.- Se midió el potencial de una placa de acero al carbono en inmersión en agua (pH = 7) y se obtuvo una lectura de - 926 mV referido al electrodo de calomel. ¿Está protegido el acero, considerando que el acero se encuentra protegido si tiene un potencial menor a - 850 mV referidos al electrodo de Cu / CuSO₄?

37.- Graficar la siguiente ecuación:

$$X_{t+1} = r X_t (1 - X_t)$$

Para diferentes valores de r , y de $X_0 = 0.1$ hasta X_{15} .

38.- Calcular el valor para $2.303 RT / F$ a 50°C .

39.- Calcular el potencial semipila exacto para el electrodo $\text{Ag} - \text{Cl Ag}$ en Cl Na 1M.

40.- Calcular el potencial semipila exacto del Zn en $\text{Cl}_2 \text{Zn}$ 0.01 M.

41.- Calcular la tendencia teórica del Zn a corroerse (en voltios) con desprendimiento de H_2 , cuando se sumerge en $\text{Cl}_2 \text{Zn}$ 0.01 M acidificado a $\text{pH} = 2$.

42.- Calcular la tendencia teórica del níquel a corroerse (en voltios) en agua desaireada de $\text{pH} = 7$. Suponer que el producto de corrosión $\text{Ni}(\text{OH})_2$, cuyo producto de solubilidad es $1.6 \text{ E}16$.

43.- a) Calcular la fem de una pila de concentración formada por electrodos de Cu en $\text{SO}_4 \text{Cu}$ 0.1 M y $\text{SO}_4 \text{Cu}$ 0.5 M, despreciando el potencial de la unión líquida. b) Escribir la reacción espontánea de esta pila e indicar qué electrodo es el ánodo.

44.- Explicar por qué la técnica del monitoreo de potenciales es información termodinámica o cinética.

45.- El potencial de reducción de un electrodo de Ag en solución 0.2 M de Ag NO_3 es de 0.747 V. El potencial de reducción de la plata es de 0.799 5 V. Calcular el coeficiente de actividad del ión Ag^+ en la solución indicada.

46.- Calcular el potencial estándar del sistema $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$ a partir de los potenciales estándar de los pares redox $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$ y $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}$.

47.- Una pila está formada por un electrodo de Cu sumergido en 100 ml de una solución 0.1 M de CuSO_4 y un electrodo de Cr sumergido en 100 ml de una solución 0.2 M de $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$.

a) Establecer el esquema de la pila mencionada y calcular la fem a 25°C .

b) Calcular su fem después de haber suministrado 0.012 Faradays.

48.- Calcular la fem de la siguiente pila:

$\text{Pt}; \text{Fe}^{3+}(\text{actividad} = 0.1), \text{Fe}^{2+}(\text{actividad} = 0.0001), \text{Ag}^+(\text{actividad} = 0.01); \text{Ag}$.

a) Escribir la reacción espontánea de la pila. ¿Qué polaridad tiene y qué electrodo es el ánodo?

49.- ¿Cuándo los metales son termodinámicamente estables?

50.- Explique el mecanismo de corrosión desde el punto de vista termodinámico, mencionando ventajas y desventajas.

EJEMPLOS DE PROBLEMAS RESUELTOS

32.- SOLUCIÓN

Se sabe que: $\Delta E = \frac{-\Delta G}{nF}$ y donde $F = \text{constante de Faraday} = 96\,500 \text{ J/V mol}$

$$\begin{aligned}\{\text{Na}^+\} &= -261 \text{ kJ/mol} = -261\,000 \text{ J/mol} \\ \{\text{Fe}^{2+}\} &= -84.8 \text{ " } = -84\,000 \text{ " } \\ \{\text{Cr}^{3+}\} &= -204 \text{ " } = -204\,000 \text{ " } \\ \{\text{Pb}^{4+}\} &= -822 \text{ " } = -822\,000 \text{ " }\end{aligned}$$

Calcular E° para los pares $\text{Na}^\circ / \text{Na}^+$, $\text{Fe}^\circ / \text{Fe}^{2+}$, $\text{Cr}^\circ / \text{Cr}^{3+}$ y $\text{Pb}^\circ / \text{Pb}^{4+}$.



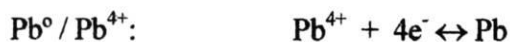
$$\Delta E = \frac{-261\,000}{1 \times 96\,500} = -2.7 \text{ volts}$$



$$\Delta E = \frac{-84\,800}{2 \times 96\,500} = -0.434 \text{ volts}$$



$$\Delta E = \frac{-204\,000}{3 \times 96\,500} = -0.70 \text{ volts}$$



$$\Delta E = \frac{-822\,000}{4 \times 96\,500} = -2.12 \text{ volts}$$

44.- SOLUCIÓN

Este método proporciona un valioso respaldo a técnicas como la resistencia de polarización y resulta ser muy útil por sí sólo, aun cuando no proporciona una medida directa de la velocidad de corrosión o de la corrosión total. Mediante este método la información obtenida puede ser difícil o imposible de obtener por otros métodos.

Las medidas de potencial pueden desarrollar un papel fundamental para controlar y prevenir el inicio de formas de corrosión localizadas generalmente para la integridad de las instalaciones.

El monitoreo de potencial resulta ser una técnica termodinámica en la cual se relaciona el estado de corrosión y el potencial de corrosión de un metal, como una medida de inicio o de la severidad de corrosión. En el estado pasivo se refleja un potencial de corrosión noble (velocidad de corrosión baja), y en el estado activo para el mismo material refleja un potencial de corrosión menos noble (velocidad de corrosión alta). Consecuentemente el potencial puede ser monitoreado para mostrar si el material se corroe lenta o rápidamente.

El potencial de electrodo de un metal en presencia de un electrólito es el potencial de aquél con respecto a un electrodo de referencia, el cual resulta ser demasiado estable, no presenta variaciones con respecto a la temperatura, ni siquiera polarizarse con el paso de corrientes débiles y además sus propiedades no cambian con el tiempo.

A pesar de su importancia, las mediciones de potencial han encontrado hasta hoy aplicaciones limitadas principalmente por dos motivos:

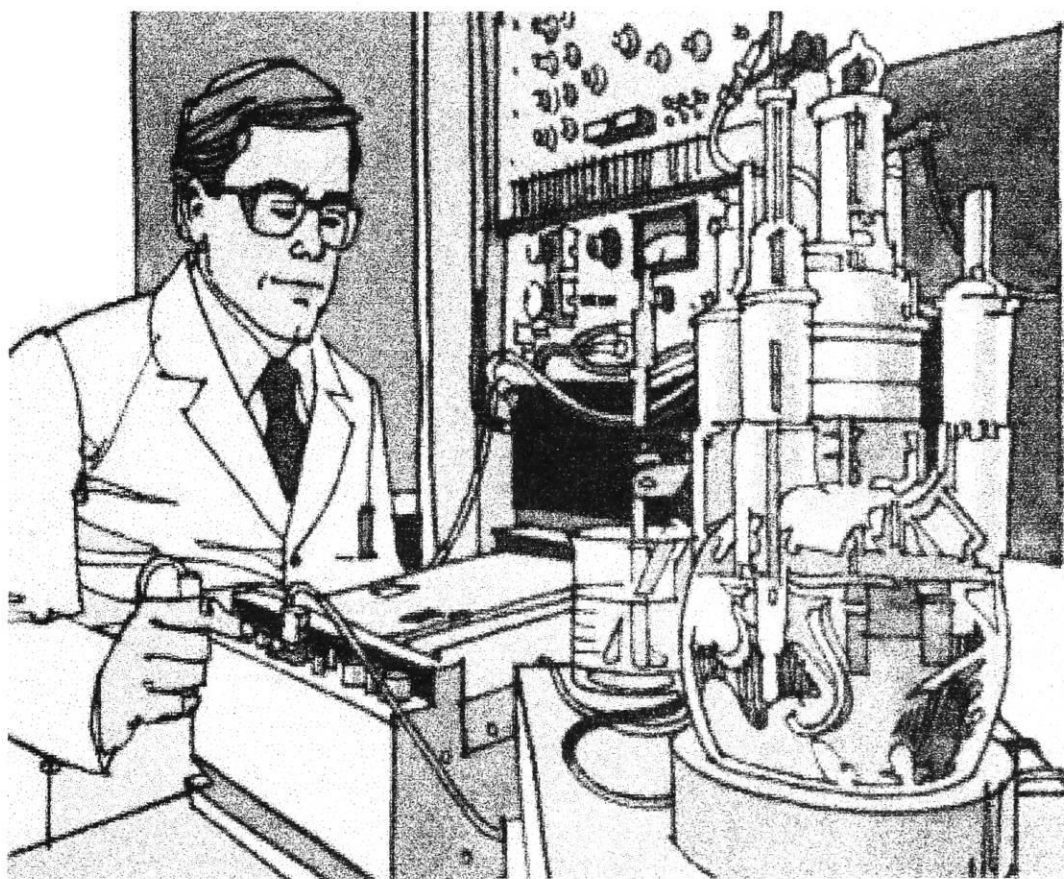
- 1) Pueden ser seguidas sólo en presencia de un electrólito.
- 2) Su interpretación requiere una experiencia particular y especialización.

REFERENCIAS

1. Kubaschewski O. and Alcock C. B., *Metallurgical Thermochemistry*, Pergamon Press, 1a. Ed. 1979
2. Pourbaix M., *Lectures on Electrochemical Corrosion*, Plenum Press, CEBELBOR Brussels, New York-London, 1973
3. Pourbaix M., *Thermodynamics of Dilute Aqueous Solutions*, Edward Arnold & Co., 1949
4. Sheir L. L., *Corrosion Control*, Newnes-Butterworths, Vol. 1-2, 1979
5. Parker R. H., *An Introduction to Chemical Metallurgy*, Pergamon Press, 1a. Ed., 1967
6. Atkinson J. T. and Droffelaer, *Corrosion and its Control, An Introduction to the subject*, NACE USA, 1982
7. Dillon C. P., *Forms of Corrosion Recognition and Prevention*, NACE Handbook, USA, 1982
8. Fontana M. G., *Corrosion Engineering*, Mc Graw-Hill International, Third Ed., 1987
9. Uhlig H. H., *Corrosion and Control, An Introduction to Corrosion Science and Engineering*, John Wiley & Sons, 3a. Ed., 1985
10. *Corrosion Basics, An Introduction*, National Association of Corrosion Engineering (NACE), U.S.A., 1984
11. Ávila, J. y Genescá, J., *Más Allá de la Herrumbre*, Fondo de Cultura Económica, La Ciencia desde México, No. 9, México, 1986
12. Ávila, J. y Genescá J., *Más Allá de la Herrumbre II*, Fondo de Cultura Económica, La Ciencia desde México, No. 79, México, 1989
13. González F. J. A., *Teoría y Práctica de la Lucha contra la Corrosión*, Consejo Superior de Investigaciones Científicas, Madrid, España, 1984
14. Metals Handbook, *Corrosion*, Vol. 13, American Society for Metals (ASM), Ninth Ed., 1987
15. Scully J. C., *Fundamentos de Corrosión*, Alhambra, S. A., 1a. Ed., 1996
16. Evans U. R., *Corrosiones Metálicas*, Reverté, 1a. Ed., 1987
17. Stewart and Tulloch, *Principles of Corrosion and Protection*, Ed. A. R. Barley, 1968

18. Galvele J. R., *Corrosión*, Secretaría General de la Organización Americana, Washington, D. C., 1979
19. West J. M., *Corrosión y Oxidación, Fundamentos*, Limusa, 1a. Ed., 1986
20. Parkins R. N., *Corrosion Processes*, Applied Science Publishers, USA, 1982
21. Gaskell D. R., *Introduction to Metallurgical Thermodynamics*, American Society for Metals, (ASM), 1981

CINÉTICA DE LA CORROSIÓN



CINÉTICA DE LA CORROSIÓN

1.- Explicar cuál es la importancia de la cinética de la corrosión.

2.- Realizar el cálculo de conversión de:

$$\text{mA} / \text{cm}^2 \rightarrow \text{mm} / \text{año}$$

3.- ¿Cuál es el factor de conversión para la velocidad de corrosión expresada en mpy, milipulgadas de penetración por año, a mm / año y mg por dm² por día, mdd ?

4.- Derivar la expresión para la velocidad de corrosión de una amalgama de Cd diluida en solución desaireada de sal Cd, como función del pH. Despreciar la polarización por concentración y suponer que toda la amalgama es prácticamente cátodo.

5.- Un proceso de electrodeposición de plata precisa 12 A para corroer un ánodo de plata. ¿Cuánto tiempo tardará en corroer 5.8 g de plata del ánodo?

6.- Un tanque de acero suave, bajo en carbono, de 80 cm de alto y 25 x 25 cm² de base, se llena de agua aireada, hasta un nivel de 50 cm y muestra una pérdida por corrosión de 256 g en un periodo de 5 semanas. Calcular:

a) La intensidad de la corrosión.

b) La densidad de corrosión asociada con la intensidad de la corrosión.

Considerar que la corrosión es uniforme sobre todas las superficies y que la corrosión del acero suave es la misma que la del hierro puro.

7.- Un tanque cilíndrico de acero es revestido con una fina capa de zinc en su interior. El tanque tiene 60 cm de diámetro, 80 cm de alto y es llenado hasta un nivel de 60 cm con agua aireada. Si el flujo de corrosión es de $6.2 \times 10^{-5} \text{ A} / \text{cm}^2$. ¿Cuánto zinc en gramos por minuto está siendo corroído?

8.- Un tanque de acero bajo en carbono contiene una solución de nitrato de amonio y se corroe a una velocidad de 7 000 mdd. Si la corrosión en la superficie interior es uniforme, ¿Cuánto tiempo tardará en corroerse la pared del tanque de 0.35 mm?

9.- Una superficie de estaño es corroída uniformemente a una velocidad de 2.20 mdd, ¿Cuál es la densidad de corriente asociada para esta velocidad de corrosión?

10.- Una superficie de cobre se corroe por agua de mar, con una densidad de corriente de $2.45 \times 10^{-6} \text{ A} / \text{cm}^2$, ¿Cuál es la velocidad de corrosión en mdd?

11.- Si una superficie de zinc se corroe con una densidad de corriente de $3.80 \times 10^{-7} \text{ A} / \text{cm}^2$, ¿qué espesor del metal se corroe en seis meses?

12.- Una hoja de acero galvanizado, revestida de zinc, se corroe uniformemente a una velocidad de 1.14×10^{-3} mm / año. ¿Cuál es la densidad media de corriente asociada a la corrosión de este material?

13.- Una hoja de acero galvanizado, revestida de zinc, se corroe con una densidad de corriente media de 1.19×10^{-7} A / cm². ¿Cuántos años tardará en corroerse uniformemente un espesor de 0.025 mm del revestimiento de zinc?

14.- Un recipiente nuevo de aluminio desarrolla por corrosión hoyos que terminan perforando sus paredes en 300 días. Si la media de los hoyos es de 0.150 mm de diámetro y el recipiente tiene paredes de 1.20 mm de espesor. ¿Cuál es la corriente media asociada a la formación de un hoyo simple? ¿Cuál es la densidad de corriente para esta corrosión usando para este cálculo el área de la superficie del hoyo? Considerar a los hoyos de forma cilíndrica.

15.- Un recipiente nuevo de aluminio desarrolla hoyos a través de sus paredes con una densidad media de corriente de 1.20×10^{-4} A / cm². Si el diámetro medio de los hoyos es de 0.60 mm y la pared de aluminio es 0.85 mm de espesor. ¿Cuántos días transcurrirán hasta que un hoyo perfora la pared? Considerar que la forma de los hoyos es cilíndrica y que la corriente de corrosión actúa uniformemente sobre la superficie del hoyo.

16.- Explicar la teoría del potencial mixto. ¿Para qué se utilizan las siguientes expresiones?

$$E_{\text{corr}} = b_{\text{an}} \log \frac{i_{\text{corr}}}{i_0} + E_{\text{an}}^0$$

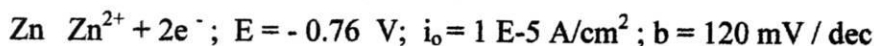
$$E_{\text{corr}} = -b_{\text{cat}} \log \frac{i_{\text{corr}}}{i_0} + E_{\text{cat}}^0$$

Identificar las variables que la componen.

17.- Explicar el significado de la expresión:

$$\frac{\Delta E}{\Delta I} = \frac{b_{\text{an}} \cdot b_{\text{cat}}}{2.3 i_{\text{corr}} (b_{\text{an}} + b_{\text{cat}})}$$

18.- Representar el sistema de disolución de Zn en medio ácido, con los siguientes datos:



Obtener la i_{corr} y E_{corr} con una concentración de iones $\text{Zn}^{2+} = 1 \text{ E} - 2 \text{ M}$, además también obtener esos valores para $\text{Fe}^{2+} = 1 \text{ E} - 2 \text{ M}$ con $i_0 = 1 \text{ E} - 8 \text{ M}$ y $b = 120 \text{ mV / dec}$ y con H_2 : $b = 150 \text{ mV / dec}$, $i_0 = 1 \text{ E} - 6 \text{ A / cm}^2$.

19.- Hallar el potencial mixto de corrosión y la i_{corr} de una pieza de Fe puro sin fases dispersas, en una solución de $\text{HCl} = 1 \text{ E} - 2 \text{ M}$.

Los parámetros cinéticos son:

$$\begin{aligned} \text{Fe}^{2+} &= 1 \text{ M}; \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-; i_0 = 1 \text{ E} - 7 \text{ A / cm}^2; \alpha = 0.4 \\ 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- &\rightarrow \text{H}_2; i_0 = 1 \text{ E} - 6 \text{ A / cm}^2; \beta = 0.5 \end{aligned}$$

Si la pieza que se corroe en medio ácido posee un contenido de C muy elevado, de manera que presente Fe_3C como fase dispersa, calcular su i_{corr} con los datos anteriores, excepto que la i_0 catódica cambia a $5\text{E} - 6 \text{ A / cm}^2$.

20.- Un electrodo de Fe está sumergido en una solución de H_2SO_4 2 N a 25°C . Calcular el sobrepotencial de activación que tiene lugar durante la reducción de H_2 cuando pasa una corriente neta de 40 A / cm^2 sabiendo que la densidad de corriente de intercambio, i_0 vale $1 \text{ E} - 6 \text{ A / cm}^2$ y $b = 100 \text{ mV}$.

21.- El potencial de un electrodo de hierro polarizado como cátodo a 0.001 A / cm^2 es -0.916 V frente a la semipila de calomelanos 1 N. El pH del electrolito es 2.0. ¿Cuál es el valor de la sobretensión de H_2 ?

22.- Se sumergen en CIH desaireado de $\text{pH} = 3.5$, electrodos de Zn y Hg en corto circuito, separados pero muy próximos. ¿Cuál es la corriente que atraviesa la pila si el área total expuesta de cada electrodo es de 10 cm^2 ? ¿Cuál es la velocidad de corrosión en mdd correspondiente al Zn? Potencial de corrosión del Zn vs. semipila de calomelanos 1 N = -1.03 V .

23.- El potencial de corrosión del acero dulce en solución desaireada de $\text{pH} = 2$ es de -0.64 V vs. la semipila $\text{Cu} - \text{SO}_4\text{Cu}$ saturado. La sobretensión de H_2 (voltios) para el mismo acero sigue la relación $0.7 + 0.1 \log i$, donde $i = \text{A / cm}^2$. Suponiendo que prácticamente toda la superficie del acero actúa como cátodo, calcular la velocidad de corrosión en mm / año.

24.- El potencial del Pt vs. la semipila de calomelanos saturada, polarizada catódicamente en SO_4H_2 desaireado de $\text{pH} = 1.0$ a 0.001 A / cm^2 es de 0.301 V , y a 0.01 A / cm^2 es de -0.331 V . Calcular la densidad de corriente de intercambio para la descarga de H^+ sobre Pt en esta solución.

25.- La velocidad de corrosión del hierro en CIH desaireado de $\text{pH} = 3.0$ es 30 mdd , el potencial de corrosión del hierro en este ácido con respecto al electrodo de calomelanos 0.1 N.

26.- Usando los siguientes datos construye un diagrama E vs. log i, diagrama de Evans, para la corrosión del hierro en una solución saturada de hidrógeno y libre de oxígeno de pH = 3.1 y actividad $\text{Fe}^{2+} = 0.02 \text{ M}$, para la disolución del hierro $i_0 = 9 \text{ E-7 A / cm}^2$.

Para la línea anódica la variación del potencial respecto al logaritmo de la densidad de corriente es igual a 0.04 V.

Potencial de corrosión del hierro igual a - 0.215 V (ESH). $E^\circ \text{ Fe}^{2+} / \text{Fe} = - 0.44 \text{ V}$

La pendiente de Tafel para la línea catódica es igual a - 0.12 V.

Calcular:

- Velocidad de corrosión en A / cm² y mpy.
- Densidad de corriente de intercambio para el desprendimiento de hidrógeno (el diagrama de Evans se grafica en papel semilogarítmico y milimétrico).
- Resolver el problema de manera analítica.

27.- El magnesio se corroe en el agua de mar a velocidad de 14.5 mdd. ¿Cuál es la velocidad en mm / año? Si esta velocidad de corrosión se le aplica al plomo. ¿Cuál es la correspondiente velocidad en mm / año?

28.- Los ensayos de corrosión de laboratorio efectuados sobre tres aleaciones en una solución industrial residual dan los siguientes resultados:

Material	Densidad del material g / cm ³	Pérdida de peso mdd	Factor de picadura
A	2.7	400	1
B	9.0	620	2
C	7.8	56	9.2

Calcular la penetración máxima en milímetros para cada uno de los materiales al final de un año.

29.- ¿Qué utilidad representan los diagramas de Evans-Tafel?

30.- Los siguientes datos de polarización son para un metal que se corroe:

Potencial (voltios)	densidad de corriente (A / cm ²)
0.01	9.7 E - 3
0.05	8.9 E - 2
0.10	6.9 E - 1
0.15	5.3
0.20	4.0 E 1
0.25	0.3 E 4
0.27	0.68 E 4

De la gráfica E vs. log i, calcule por medio del método de extrapolación de Tafel la velocidad de corriente i_{corr} , así mismo, calcule la pendiente de Tafel para tal reacción.

EJEMPLOS DE PROBLEMAS RESUELTOS

1.- SOLUCIÓN

En corrosión, la termodinámica de reacciones en equilibrio permite determinar si el proceso de corrosión se llevará a cabo. Sin embargo, la termodinámica nunca dará ninguna idea acerca de la velocidad de la reacción, por lo que se requiere introducir factores cinéticos, que predicen la velocidad a la cual el metal se va a corroer, con esto se busca que la cinética diga qué cantidad de metal por unidad de tiempo se está disolviendo en un medio dado, esto contempla cuando un sistema se encuentra desplazado de una situación de equilibrio.

Técnicas electroquímicas que suministran información acerca de la cinética de corrosión son las curvas de polarización, resistencia a la polarización e impedancia faradéica, basadas en la teoría de *Stern - Geary* de cinética de corrosión. De estas técnicas las últimas dos son las más empleadas en la actualidad.

6.- SOLUCIÓN

Supóngase que la corrosión es uniforme sobre la superficie interior del tanque y que el acero se corroe en la misma forma que el hierro puro.

Datos:

$W = 256 \text{ g}$

$n = 2$

$M = 55.85 \text{ g / mol (Fe)}$

$$t = 5 \text{ semanas}$$

$$I = ?$$



a)

$$t = 5 \text{ semanas} \left(\frac{7 \text{ días}}{\text{semanas}} \right) \left(\frac{24 \text{ hrs}}{\text{día}} \right) \left(\frac{3600 \text{ seg}}{\text{horas}} \right) = 3.024 \times 10^6 \text{ seg}$$

$$I = \left(\frac{(256)(2)(96500)}{(3.63 \times 10^6)(55.85)} \right) = 0.292$$

b) La densidad de corriente es:

$$i \left(\text{A} / \text{cm}^2 \right) = \left(\frac{I \text{ (A)}}{\text{área} \text{ (cm}^2\text{)}} \right)$$

Área de la superficie corroída del tanque (ASCT) = Área lateral + Área fondo

$$\begin{aligned} \text{ASCT} &= \pi D h + l^2 \\ &= \pi (50)(60) + (25)^2 \\ &= 9420 \text{ cm}^2 + 625 \text{ cm}^2 \\ &= 10045 \text{ cm}^2 \end{aligned}$$

$$i = \left(\frac{0.292 \text{ (A)}}{10045 \text{ (cm}^2\text{)}} \right) = 2.90 \times 10^{-5} \text{ A} / \text{cm}^2$$



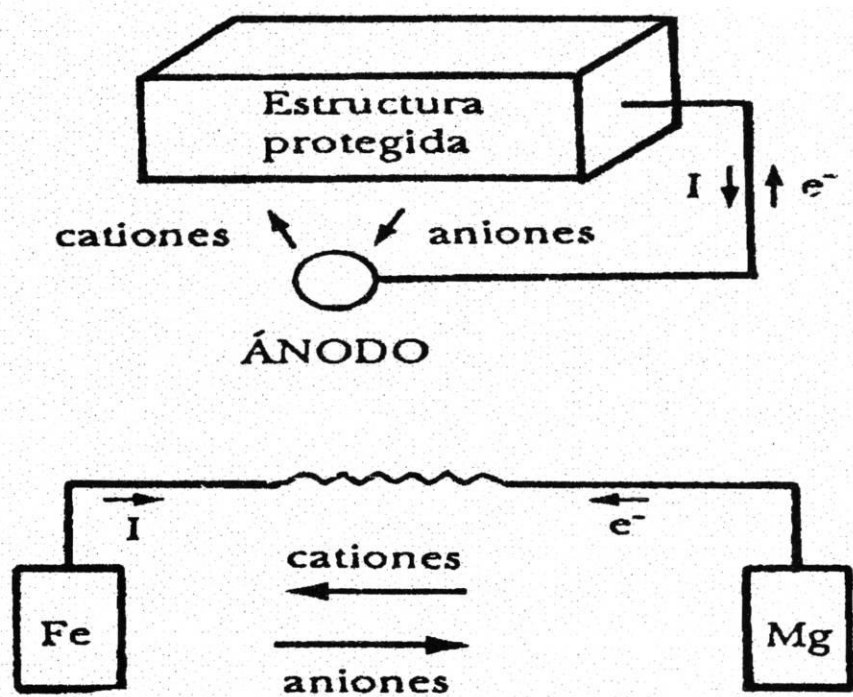
2894196

REFERENCIAS

1. Lathaw J. L., *Elementary Reaction Kinetics*, Butterworths, 2a Ed., London, 1964
2. Uhlig H. H., *Corrosion Handbook*, John Wiley & Sons Inc., 3a. Ed., 1985
3. Trethewey K. R. and Chamberlain J., *Corrosion for Students of Science and Engineering*, Longman Scientific & Technical, U. K., 1988
4. Sheir L. L., *Corrosion Control*, Newnes-Butterworths, Vol. 1-2, 1979
5. Parker R. H., *An Introduction to Chemical Metallurgy*, Pergamon Press, 1a. Ed., 1967
6. Ailor W. H., *Handbook on Corrosion Testing and Evaluation*, John Wiley & Sons Inc., USA, 1971
7. Atkinson J. T. and Droffelacir, *Corrosion and its Control, An Introduction to the subject*, NACE, USA, 1982
8. Dillon C. P., *Forms of Corrosion Recognition and Prevention*, NACE Handbook, USA, 1982
9. Fontana M. G., *Corrosion Engineering*, Mc.Graw-Hill International, Third Ed., 1987
10. Uhlig H. H., *Corrosion and Control, An Introduction to Corrosion Science and Engineering*, John Wiley & Sons, 3a. Ed., 1985
11. *Corrosion Basics, An Introduction*, National Association of Corrosion Engineering (NACE), U.S.A., 1984
12. Ávila J. y Genescá J., *Más Allá de la Herrumbre*, Fondo de Cultura Económica, La Ciencia desde México, No. 9, México, 1986
13. González F. J. A., *Teoría y Práctica de la Lucha contra la Corrosión*, Consejo Superior de Investigaciones Científicas, Madrid, España, 1984
14. Metals Handbook, *Corrosion*, Vol. 13, American Society for Metals, ASM, Ninth Ed., 1987
15. Scully J. C., *Fundamentos de Corrosión*, 1ª. Ed., Alhambra, S. A., España, 1987
16. Evans U. R., *Corrosiones Metálicas*, Ed. Reverté, 1a. Ed., 1987
17. Galvele J. R., *Corrosión*, Secretaría General de la Organización Americana, Washington, D. C., 1979
18. West J. M., *Corrosión y Oxidación, Fundamentos*, Limusa, 1a. Ed., 1986

19. Uruchurtu Ch. J., Malo M. J. y García O. E., *Técnicas Electroquímicas Aplicadas al Control y Seguimiento de la Corrosión*, IMICORR, México, D. F., 1990

PROTECCIÓN CATÓDICA



PROTECCIÓN CATÓDICA

- 1.- ¿Qué es la protección catódica?
- 2.- ¿Cuáles son las diferentes formas de llevar a cabo la protección catódica?
- 3.- ¿Cuál es la diferencia entre un ánodo galvánico y uno de sacrificio?
- 4.- ¿Cuál es el criterio que se emplea para proteger catódicamente al acero en agua de mar?
- 5.- ¿Qué características debe tener un material anódico?
- 6.- ¿Qué significa el potencial de protección y el de corrosión? Explicar.
- 7.- ¿Cuáles son las ventajas de emplear ánodos de sacrificio?
- 8.- ¿Cuáles son las ventajas de emplear la protección catódica por corriente impresa?
- 9.- Se desea proteger catódicamente, mediante ánodos galvánicos de Mg, una estructura de acero enterrada en un suelo de resistividad, $\rho = 150 \Omega \text{ cm}$ y $\text{pH} = 3$. El potencial natural estructura / suelo es de -0.50 V (Ag / Ag Cl), y se desea llevar al valor de -0.80 V (Ag / Ag Cl) para considerar protegida la estructura (potencial de protección).

Se dispone de ánodos de Mg cilíndricos, de 32 libras de peso y dimensiones 5 cm de diámetro y 150 cm de largo. El potencial de disolución del Mg en un suelo de las características indicadas es de -1.5 V (Ag / Ag Cl), presentando una eficiencia del 50 % y una densidad de corriente de corrosión de $0.1 \text{ mA} / \text{m}^2$. Considerar para la estructura de acero enterrada una superficie total a proteger de 420 m^2 . Suponer que la reacción catódica en la estructura de acero es la reacción de desprendimiento de H_2 , con los siguientes parámetros cinéticos:

- Pendiente Tafel, $b_c = 115 \text{ mV}$
- Densidad de corriente de intercambio, $j_0 = 5.62 \text{ E}^{-4} \text{ mA} / \text{m}^2$

Trazar un diagrama de Evans-Tafel que represente las condiciones experimentales anteriores. Con base al diagrama, contestar las siguientes preguntas:

- a) ¿Cuál es el valor de la velocidad de corrosión, en $\text{mm} / \text{año}$, de la estructura de acero?
- b) ¿Cuál es el valor de la densidad de corriente de protección mínima de la estructura para el valor del potencial de protección señalado? ¿Cuál será el valor de la pendiente de Tafel, grado de polarización, del ánodo de Mg?
- c) ¿Cuántos ánodos de Mg de las características indicadas serán necesarios para proteger la estructura?

- d) Determinar la duración del sistema de protección catódica, suponiendo que los ánodos se retiren cuando se hayan consumido un 85 %.
- e) Dadas las características del suelo, ¿considera usted que los parámetros de diseño propuestos son los más indicados? Comentar brevemente.
- 10.- ¿Qué es celda electroquímica? ¿Cómo se construye una media celda? ¿Cuándo se tiene una celda estándar? Definir el potencial asociado a una celda electroquímica. ¿Por qué se origina dicho potencial? ¿Existe(n) diferencia(s) entre celda y batería (o pila)? ¿Cuáles son?
- 11.- Explicar la reacción $M^{n+} + n e^- = M$ el significado de la energía libre asociada y cómo ésta determinar la dirección en que se procederá al equilibrio.
- 12.- ¿Por qué se genera corriente eléctrica cuando se sumerge un metal en una solución que reacciona con éste? ¿Qué es potencial eléctrico, escribir una expresión y potencial de electrodo? ¿Qué es electrolito?
- 13.- ¿Cómo funciona un electrodo de hidrógeno, qué lo constituye y qué reacción(es) se efectúa(n)? Definir su potencial.
- 14.- ¿Qué criterio(s) permite(n) seleccionar los materiales aptos para llevar a cabo las reacciones de un sistema REDOX?
- 15.- Para la reacción:
- $$M^{n+} + n e^- \leftrightarrow M$$
- Explicar las reacciones en una y otra dirección. ¿Cómo se puede expresar la influencia de las concentraciones participantes con los potenciales asociados?
- 16.- Definir polarización, polarización por activación y por concentración.
- 17.- Explicar un diagrama simplificado de Pourbaix para un metal que se corroe, pasiva e inmuniza.
- 18.- Escribir ocho reglas de diseño en ingeniería que puedan ser importantes para reducir o prevenir la corrosión.
- 19.- Si un ánodo de sacrificio de zinc muestra una pérdida por corrosión de 1.15 kg en 70 días, ¿Cuál es la corriente medida producida en el proceso de corrosión durante este período?
- 20.- Explicar qué es corrosión. Indicar las reacciones que intervienen en un proceso de corrosión.
- 21.- ¿Qué reacciones catódicas se realizan en medio ácido y básico?

22.- ¿En qué se fundamenta el criterio de protección de las estructuras a proteger en diversos medios?

23.- ¿A qué tipo de materiales se les considera anódicos?

24.- ¿Qué variables afectan a la protección catódica?

25.- ¿Qué se requiere para tener una protección catódica eficiente?

26.- Considerar un par de corrosión cobre - zinc. Si la densidad de corriente en el cátodo de cobre es de 0.05 A / cm^2 , calcular la pérdida en peso de zinc por hora, si:

a) el área del cátodo de cobre es de 100 cm^2 y el área del ánodo de zinc es de 1 cm^2 .

b) el área del cátodo de cobre es de 1 cm^2 y la del ánodo de zinc es de 100 cm^2 .

EJEMPLOS DE PROBLEMAS RESUELTOS

1.- SOLUCIÓN

La Protección Catódica (P. C.) es una técnica de protección electroquímica contra la corrosión. La P. C. se fundamenta en el funcionamiento de una pila galvánica que denota la existencia de un ánodo, un cátodo y un electrólito; en el momento en que uno de estos tres elementos básicos de una pila falle, ésta dejará de funcionar y por lo tanto se detendrá la corrosión. Generalmente todos los sistemas de protección contra la corrosión están basados en la eliminación de alguno de los tres elementos primordiales de las pilas galvánicas, o bien en hacerlos inoperantes. El monitoreo de un sistema electroquímico es fundamental en estructuras que se encuentran en operación y que no pueden ser llevadas a laboratorio.

26.- SOLUCIÓN

a)

$$I = i_{\text{Cu}} A_{\text{Cu}} = (0.05) (100) = 5 \text{ A}$$

$$W_{\text{Zn}} \frac{ItM}{nF} = \frac{(5) (3600) (65.37)}{(2) (96500)} = 6.1 \text{ g / hr}$$

b)

$$I = i_{\text{Cu}} A_{\text{Cu}} = (0.05) (1) = 0.05 \text{ A}$$

$$W_{\text{Zn}} \frac{ItM}{nF} = \frac{0.05 \cdot 3600 \cdot 65.37}{(2) (96500)} = 0.061 \text{ g / hr}$$

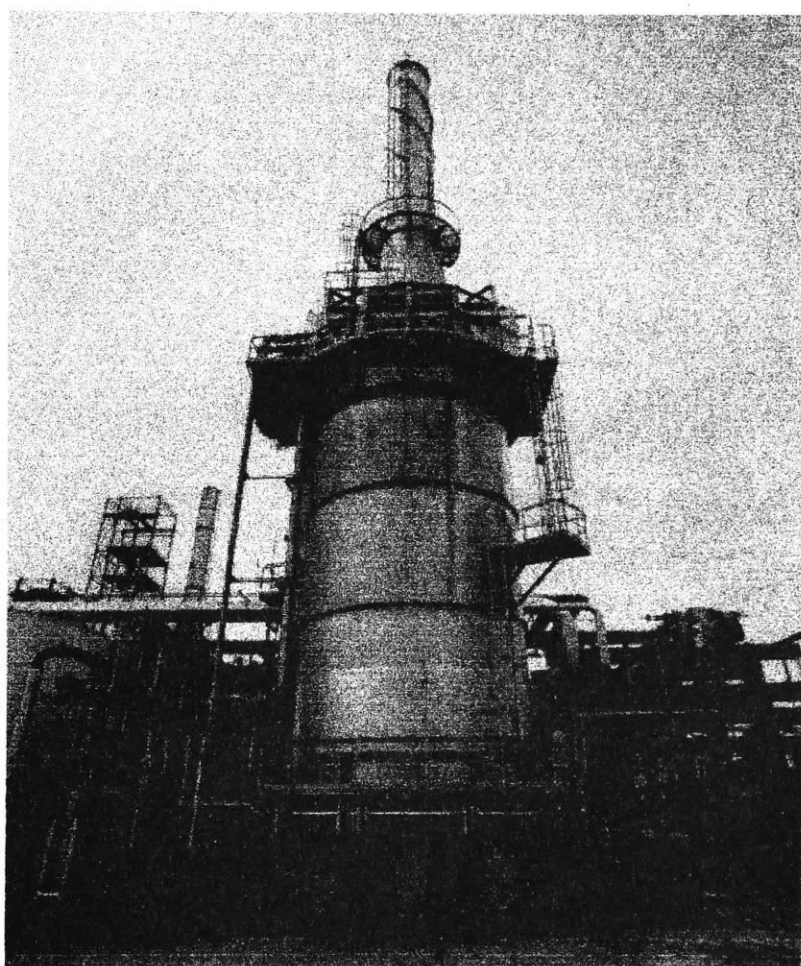
La rapidez de corrosión del zinc se reduce significativamente cuando el ánodo de ese metal es de mayor tamaño que el cátodo.

REFERENCIAS

1. Uhlig H. H., *Corrosion Handbook*, John Wiley & Sons Inc, 3ª Ed., 1985
2. Trethewey K. R. and Chamberlain J., *Corrosion for Students of Science and Engineering*, Longman Scientific & Technical, U. K., 1988
3. Morgan J. H., *Cathodic Protection its theory and practice in the prevention of corrosion*, Leonard Hill Limited Books, London, 1953
4. Chandler K. A., *Marine And Offshore Corrosion*, Butterworths Co. Ltd., 1ª Ed., 1985
5. Cordeiro Dutra A., *Protecao Catódica Tecnica de Combata a Corrosao*, Técnica Ltda., Rio de Janeiro, Brasil, 1987
6. Benedict R. L., *Collected Papers on Cathodic Protection Distribution*, papers selected and reviewed by NACE, Task Group T-7L-4, 1989
7. Maurin A. I., *Manual de Anticorrosión*, URMO, España, 1966
8. Pourbaix M., *Lectures on Electrochemical Corrosion*, Plenum Press, CEBELBOR, Brussels, New York, London, 1973
9. Pourbaix M., *Thermodynamics of Dilute Aqueous Solutions*, Edward Arnold & Co., 1949
10. Sheir L. L., *Corrosion Control*, Newnes-Butterworths, Vol. 1-2, 1979
11. Parker R. H., *An Introduction to Chemical Metallurgy*, Pergamon Press, 1ª Ed., 1967
12. Atkinson J. T. and Droffellacir, *Corrosion and its Control, An Introduction to the subject*, NACE, USA, 1982
13. Dillon C. P., *Forms of Corrosion Recognition and Prevention*, NACE Handbook, USA, 1982
14. Fontana M. G., *Corrosion Engineering*, Mc Graw-Hill International, 3ª Ed., 1987
15. Uhlig H. H., *Corrosion and Control, An Introduction to Corrosion Science and Engineering*, John Wiley & Sons, 3ª Ed., 1985
16. *Corrosion Basics, An Introduction*, National Association of Corrosion Engineering, NACE, U.S.A., 1984
17. Ávila, J. y Genescá, J., *Más Allá de la Herrumbre*, Fondo de Cultura Económica, La Ciencia desde México, No. 9, México, 1986

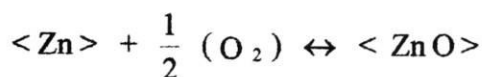
18. Ávila, J. y Genescá, J., *Más Allá de la Herrumbre II*, Fondo de Cultura Económica, La Ciencia desde México, No. 79, México, 1989
19. González F. J. A., *Teoría y Práctica de la Lucha Contra la Corrosión*, Consejo Superior de Investigaciones Científicas, Madrid, España, 1984
20. Metals Handbook, *Corrosión*, Vol. 13, American Society for Metals, ASM, Ninth Ed., 1987
21. Scully J. C., *Fundamentos de Corrosión*, 1a. Ed., Alhambra, S. A., España,
22. Evans U. R., *Corrosiones Metálicas*, Ed. Reverté, 1a. Ed., España, 1987
23. Stewart and Tulloch, *Principles of Corrosión and Protection*, A. R. Barley Ed., 1968
24. Galvele J. R., *Corrosión*, Secretaría General de la Organización Americana, Washington, D. C. 1979
25. West J. M., "Corrosión y Oxidación, Fundamentos", Limusa, México, 1a. Ed., 1986
26. Parkins R. N., *Corrosion Processes*, Applied Science Publishers, USA, 1982

CORROSIÓN EN ALTA TEMPERATURA



CORROSIÓN EN ALTA TEMPERATURA

- 1.- Explicar en qué consiste la oxidación y corrosión en altas temperaturas.
- 2.- ¿Cuál es la diferencia que existe entre las reacciones electroquímicas de oxidación y reducción?
- 3.- a) Calcular la presión de oxígeno de equilibrio para la oxidación del zinc a 400 °C:



Escribir la expresión general para el cambio total de energía libre, ΔG ;

$$\Delta G^\circ_{\text{ZnO}} = -281\,200 \text{ J}$$

b) Discutir los siguientes casos en términos del cambio de energía libre estándar para la reacción planteada:

$$\text{caso 1: } A_{\text{Zn}} = 1 \quad A_{\text{ZnO}} \leq 1 \quad P_{\text{O}_2} < P_{\text{O}_2}^*$$

$$\text{caso 2: } A_{\text{Zn}} = 1 \quad A_{\text{ZnO}} \leq 1 \quad P_{\text{O}_2} > P_{\text{O}_2}^*$$

donde:

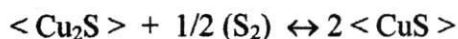
$$P_{\text{O}_2}^* = \text{Presión de disociación o de equilibrio}$$

4.- Calcular las actividades críticas de oxígeno para la formación de $< \text{Cu}_2\text{O} >$ sobre $< \text{Cu} >$ a 800 °C y para la formación de $< \text{Cr}_2\text{O}_3 >$ sobre $< \text{Cr} >$ a 1 000 °C; escribir las reacciones correctamente, para formar en cada caso $< \text{Cu}_2\text{O} >$ y $1/3 < \text{Cr}_2\text{O}_3 >$

$$\Delta G^\circ_{\text{Cu}_2\text{O}} = -90\,610 \text{ J}$$

$$\Delta G^\circ_{1/3 < \text{Cr}_2\text{O}_3 >} = -265\,320 \text{ J}$$

5.- Calcular la presión de coexistencia, o en equilibrio, para los sulfuros de cobre en la siguiente reacción, cuando $T = 800 \text{ °C}$.



$$\Delta G^\circ = -180\,000 + 200 T$$

6.- Calcular las actividades de equilibrio de oxígeno para la coexistencia de Wustita, FeO , y magnetita, Fe_3O_4 , a 900 °C y para la coexistencia de NbO_2 y Nb_2O_5 a 800 °C, de acuerdo con los siguientes equilibrios, balancearlos:



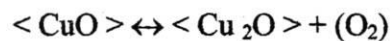
7.- En consideración a la siguiente reacción de desplazamiento y a los datos adjuntos, ¿Qué compuesto es más estable a 1 000 K? Analizar en términos de energías libres.



$$\Delta G^\circ_{\text{Ta}_2\text{O}_5} = -1\,605 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{CaO}} = -532.1 \text{ kJ/mol}$$

8.- Calcular la presión de equilibrio para los óxidos de cobre según la siguiente reacción, balancearla, a 800 °C:



Para la ecuación polinomial: $\Delta G^\circ = A + BT \log T + CT$
se tiene:

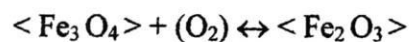
$$A = 34\,950$$

$$B = 6.1$$

$$C = -44.3$$

en calorías.

9.- Calcular la presión de oxígeno para la coexistencia de los óxidos de hierro, magnetita, Fe_3O_4 , y hematita, Fe_2O_3 , a 900 °C, según los valores de las constantes y de acuerdo con la reacción, balancearla:



$$A = -59\,620$$

$$C = 33.62 \quad \text{en calorías.}$$

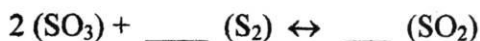
10.- Considerar el equilibrio químico planteado para la oxidación de cobre puro a Cu_2O . De las tablas se sabe que para la formación del compuesto:

$$\Delta H^\circ_{< \text{Cu}_2\text{O} >} = -167.3 \text{ kJ/mol}$$

Calcular:

- La entropía estándar de formación para la reacción considerada.
- El cambio de energía libre estándar a 327 y 527 °C.
- La presión de disociación, en atm, para las dos temperaturas.
- Considerar que se trata de un latón en el que la actividad del cobre, $a_{\text{Cu}} = 0.6$; también que como resultado de oxidarlo se genera Cu_2O puro y que la presión parcial del oxidante es $P_{\text{O}_2} = 10^{-4}$ atm. Calcular el cambio total de energía libre para las temperaturas mencionadas.

11.- Una mezcla gaseosa contiene SO_2 y SO_3 en proporción de 1:1; es necesario evaluar la constante de reacción a 1 000 K, para determinar el potencial sulfurante de la mezcla a esas temperaturas. La reacción de equilibrio es:



Se conocen los siguientes equilibrios con sus datos correspondientes a ΔH° y ΔS° (ambos en calorías):

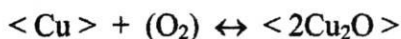


¿ _____ ?

¿ _____ ? ¿ _____ ?

$$\log K_P (1\,000) = 14.577$$

12.- Para la reacción:



el ΔG° está dado en el intervalo de 298 a 1 356 K, por : $\Delta G^\circ = -81\,000 - 7.84 T \log T + 59 T \text{ Cal.}$

Expresar la constante de equilibrio y la $P_{(\text{O}_2)}$.

13.- La sílice es un compuesto que posee estabilidad termoquímica elevada; evaluar la influencia de la temperatura sobre la presión de disociación a 500, 1 000 y 1 500 °C.

Se sabe que:

$$\Delta G^\circ_{500} = -175 \text{ k cal}$$

$$\Delta G^\circ_{1000} = -153 \text{ k cal}$$

$$\Delta G^\circ_{1500} = -131 \text{ k cal}$$

14.- Determinar con un diagrama de Ellingham-Richardson, el cociente CO / CO_2 a 1500°C cuando las presiones parciales de oxígeno son:

- a) 1 atm
- b) 10^{-6} atm
- c) 10^{-20} atm

Para c):

La línea "O" hasta 10^{-6} atm intercepta en el punto "D" con la línea de temperatura a 1500°C . Trazar una línea desde "C" (referencia para atmósfera CO / CO_2), que pase por "D" y su prolongación hasta que intercepte la escala nomográfica CO / CO_2 , resulta el cociente $1 / 10$.

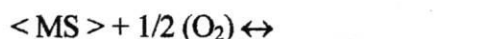
15.- Para la corrosión por sulfuración, en S_2 , de un metal, M_i , presente en una aleación cualquiera. Definir las condiciones termodinámicas que darán origen a la formación de su sulfuro cuando su actividad es a_{M_i} . Escribir el equilibrio.

16.- Para la aleación que contiene a $\langle \text{M}_1 \rangle$ y $\langle \text{M}_2 \rangle$, la corrosión por sulfuración dará origen a los sulfuros de ambos, bajo condiciones que dependen de las actividades, las afinidades y la presión. ¿Cuál es el cociente de actividades, del metal 1 al metal 2, que define la reacción entre $\langle \text{M}_1\text{S} \rangle$ y $\langle \text{M}_2 \rangle$ en la que se desplaza a $\langle \text{M}_1 \rangle$ de su sulfuro?

17.- Aplicar el resultado anterior a la reacción:



y para la reacción:



suponer que:

$$a_{\langle \text{MO} \rangle} \neq 1 > 0$$

$$a_{\langle \text{MS} \rangle} \neq 1 > 0$$

18.- Para el diagrama de equilibrio Fe - S - O a 800°C . Calcular la presión parcial de oxígeno para el equilibrio:



$$\text{para el que } \Delta G^\circ = 62\,050 - 14.95 T \text{ cal-g / K Mol}$$

para las reacciones:



Calcular: $\log P_{\text{S}_2}$

19.- La energía libre estándar para la reacción $2 \text{Ag} + 1/2 \text{O}_2 \leftrightarrow \text{Ag}_2\text{O}$ está dada por:

$$\Delta G = -7\,240 - 1.0\,T \ln T + 21.95\,T$$

¿Calcular las constantes de equilibrio de la reacción a 200 y 800 °C?

¿En qué dirección debe proceder la reacción bajo presión normal a cada una de estas temperaturas?

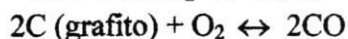
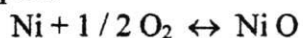
20.- Para el sistema Ni - S - O a 1250 K, trazar los dominios correspondientes a $< \text{NiO} >$, $\{\text{NiS}\}$ y $< \text{NiSO}_4 >$ en un diagrama $\log P_{(\text{S}_2)} \text{ atm}$ vs. $\log P_{(\text{O}_2)} \text{ atm}$.

Especies	log Kp
$\{\text{Ni S}\}$	$\log P_{(\text{S}_2)} = -6.87$
$< \text{Ni O} >$	5.34
$< \text{Ni SO}_4 >$	15.97

21.- De acuerdo con el diagrama Ellingham para óxidos, decir:

a) ¿Qué va a pasar si se intenta fundir titanio en un crisol de sílice?

b) Encontrar S 298 y H 198 para:

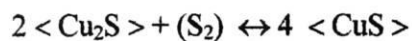


c) ¿Cuál debería ser el efecto de agregar oxígeno en exceso a un recipiente donde se está reduciendo NiO con C?

22.- ¿Por cuántas veces se multiplica la velocidad de oxidación de una superficie de Fe de 10 cm^2 , sometida a aire, cuando se pasa de 500 a 800 °C y de 800 a 1200 °C? La velocidad de oxidación se puede expresar como ganancia en peso por unidad de superficie y tiempo o engrosamiento de cascarilla por tiempo. Calcular ambas formas suponiendo que se forma FeO. Calcular la energía de activación del proceso.

EJEMPLOS DE PROBLEMAS RESUELTOS

5.- SOLUCIÓN

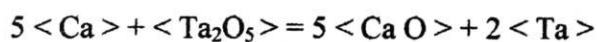


$$\Delta G^\circ = -180\,000 + 200 (800^\circ\text{C})$$

$$\Delta G^\circ = -20\,000 \text{ J}$$

$$P(\text{S}_2) (\text{Cu}_2\text{S}/\text{CuS}) = \exp\left(\frac{-20000}{8.31 \times 800}\right) = 4.94 \times 10^{-2} \text{ atm}$$

7.- SOLUCIÓN



$$\Delta G^\circ_{\text{Ta}_2\text{O}_5} = -1\,605 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{CaO}} = -532.1 \text{ kJ/mol}$$

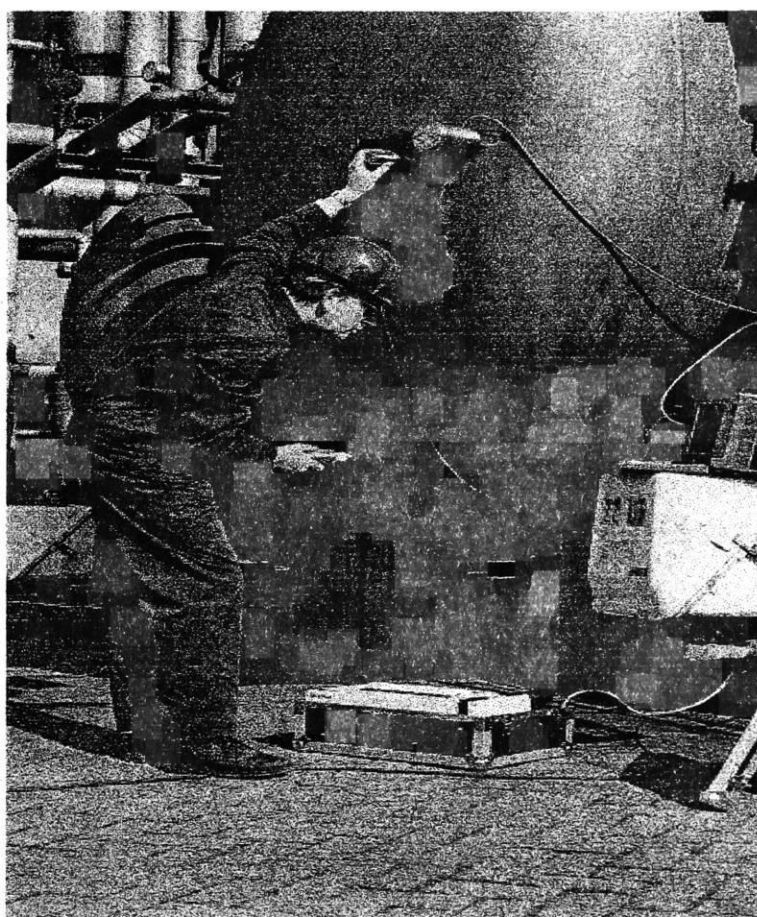
$$\Delta G^\circ_{\text{Total}} = 5 \Delta G^\circ_{<\text{Ca}>} - \Delta G^\circ_{<\text{Ta}_2\text{O}_5>} = -1\,055.5 \text{ kJ/mol}$$

∴ El calcio puro reaccionará espontáneamente con el $< \text{Ta}_2\text{O}_5 >$

REFERENCIAS

1. Uhlig H. H., *Corrosion Handbook*, John Wiley & Sons Inc., 3a. Ed., 1985
2. Trethewey K. R. and Chamberlain J., *Corrosion for Students of Science and Engineering*, Longman Scientific & Technical, U. K., 1988
3. Birks N. and Meier G. H., *Introduction to High Temperature Oxidation of Metals*, Edward Arnold, 1983
4. Kofstad P., *High Temperature Corrosion*, Elsevier Applied Science, London, 1988
5. Holmes D. R. and Rahmel A., *Materials and Coatings to Resist High Temperature Corrosion*, Applied Science Publishers Ltd., London, 1977
6. Lai G. Y., *High Temperature Corrosion of Engineering Alloys*, American Society for Metals, ASM, USA, 1992
7. Sheir L. L., *Corrosion Control*, Newnes - Butterworths, Vol. 1-2, 1979
8. Parker R. H., *An Introduction to Chemical Metallurgy*, Pergamon Press, 1a Ed., 1967
9. Atkinson J. T. and Droffelaer, *Corrosion and its Control, An Introduction to the subject*, NACE, USA, 1982
10. Dillon C. P., *Forms of Corrosion Recognition and Prevention*, NACE Handbook, U.S.A., 1982
11. Fontana M. G., *Corrosion Engineering*, Mc Graw-Hill International, Third Edition, 1987
12. Uhlig H. H., *Corrosion and Control, An Introduction to Corrosion Science and Engineering*, John Wiley & Sons, 3a Ed., 1985
13. *Corrosion Basics, An Introduction*, National Association of Corrosion Engineering, NACE, U.S.A., 1984
14. González F. J. A., *Teoría y Práctica de la Lucha contra la Corrosión*, Consejo Superior de Investigaciones Científicas, Madrid, España, 1984
15. Romero R. M., *Corrosión a altas Temperaturas*, IMICORR, México, D. F., 1992

OTROS PROBLEMAS



OTROS PROBLEMAS

- 1.- ¿Por qué ocurre la corrosión?
- 2.- ¿Por qué la corrosión ocurre generalmente en el ánodo?
- 3.- ¿Qué determina si una área dada es anódica o catódica?
- 4.- El aluminio como aleante es más efectivo que el cromo para reducir la oxidación del acero, sin embargo no se usa para ese propósito. ¿Por qué?
- 5.- El acero inoxidable 304 es susceptible de ataque intergranular si se enfría lentamente desde una temperatura mayor a 1200 °C. Se dice que el acero se "sensitiza". ¿Por qué?
- 6.- Se puede cortar acero al carbono con una flama oxiacetilénica; pero cortar una fundición es muy difícil. ¿Por qué?
- 7.- ¿Por qué el Nb con una capa de Zn, punto de fusión = 419 °C, es resistente a la oxidación a 900 °C?
- 8.- ¿Por qué el acero inoxidable 304 aleado con titanio no se sensitiza?
- 9.- Considerar las siguientes situaciones:
 - a) Suponer un trozo de hierro y otro de cobre inmersos en una solución de cloruro de sodio, unidos exteriormente con un alambre, formando así una pila galvánica.
 - b) Ahora, suponer que se reemplaza el electrolito del arreglo anterior por HCl diluido.
 - c) Reemplazar el electrolito por Cu SO_4 acuoso.
 - d) Reemplazar ahora el electrolito por Fe SO_4 acuoso.
 - e) Ahora, reemplazar con NaOH en solución.
 - f) Suponer una situación como en a) pero se hace burbujear oxígeno en la solución.
 - g) Suponer que es la situación como en a) pero se burbujea nitrógeno en la solución.
 - h) Suponer que se inserta en el alambre externo una batería con el polo negativo conectado al hierro, el positivo al cobre.
 - i) Ahora, suponer en la condición h) pero con polaridad invertida.
 - j) Suponer que se desioniza el agua.
 - k) Suponer que se calienta el agua a 80 °C.
 - l) Suponer que se desconecta el alambre externo.
 - m) Suponer que se tocan los electrodos dentro de la solución.

Responder para cada situación a lo siguiente:

- 1) ¿Qué electrodo es el ánodo y cuál el cátodo?
- 2) ¿Cuál es la reacción catódica y cuál la anódica?

- 3) ¿En cuál ocurre la corrosión?
- 4) ¿En qué casos la corrosión se agrava?
- 5) ¿Qué metal se corroe en cada caso?

10.- Se tiene Zn y Cu en contacto con soluciones estándar de sus propios iones respectivos y formando una pila galvánica. Usando la serie electromotriz calcular:

- a) ¿Cuál es la tendencia a la corrosión del ánodo medida como potencial de oxidación (E); potencial de reducción (ϕ); cambio de energía libre de reacción (ΔG) en voltios y calorías respectivamente?
- b) ¿Qué electrodo es el ánodo y qué polaridad tiene?
- c) Describir simbólicamente la pila formada.
- d) ¿Cuál deberá ser la concentración relativa de los iones $[Zn^{+}] / [Cu^{+}]$ para que se detenga la reacción galvánica?
- e) ¿Cuál será la fuerza electromotriz (potencial de oxidación) de la celda cuando la concentración de los iones Zn es de 0.0001 M?
- f) ¿Qué tendría que hacerse para convertir la pila anterior (galvánica) en una pila electrolítica?

11.- a) Se sumerge un electrodo de cobre en una solución salina de NaCl 1N; si se supone que se forma CuCl cuyo producto de solubilidad a 25 °C es 1.7×10^{-6} . ¿Cuál es el potencial de electrodo?

b) Suponer que la solución es neutra ($pH = 7$) y que está en contacto con el aire. ¿Cuál sería la reacción de reducción que ocurre en el cátodo? ¿Dónde se localizaría éste o éstos? ¿Cuál sería la reacción de corrosión neta?

c) Para responder el punto b) se deben descartar varias reacciones de reducción posibles. ¿Por qué se descartan?

12.- Se tiene un trozo de cadmio en agua desaireada de $pH = 7$, neutra y en reposo. Se tiene un segundo trozo de cadmio sumergido en agua desaireada neutra pero circulando activamente. Calcular:

a) ¿En cuál de las dos situaciones la tendencia a la corrosión es mayor?

Datos:

En el agua estancada la concentración de Cd en solución se rige por su producto de solubilidad $K_{(Cd(OH)_2)} = 1.2 \times 10^{-14}$ a 25 °C, en el líquido circulante, su concentración es igual a 10^{-6} moles/litro.

13.- Una pieza de hierro cuando está parcialmente sumergida en una solución de cloruro de sodio, se corroe en la parte que está más sumergida. ¿Por qué?

14.- Un clavo de acero cuando se sumerge en una solución corrosiva se corroe primero en la punta. ¿Por qué?

15.- ¿Por qué una placa de hierro en una solución corrosiva se corroe más, precisamente donde está cubierta por manchas de suciedad como lodo, incrustaciones, etc.?

16.- ¿Por qué es más peligroso tener una plancha de cobre remachada con pernos de acero que una plancha de acero con pernos de cobre, cuando ambas se usan en agua de mar?

17.- Las superficies ásperas de un metal se corroen más rápidamente que las pulidas. ¿Por qué?

18.- El cobre no es atacado por soluciones de ácidos diluidos no oxidantes, desaireadas, pero sí atacado por estas soluciones cuando están aireadas. ¿Por qué?

19.- El acero sumergido en HNO_3 diluido se corroe menos si la solución está aireada. ¿Por qué?

20.- El plomo es bastante resistente al HCl frío, diluido, pero es atacado por el ácido caliente. ¿Por qué?

REFERENCIAS

1. Lathaw J. L., *Elementary Reaction Kinetics*, Butterworths, 2a Ed., London, 1964
2. Uhlig H. H., *Corrosion Handbook*, John Wiley & Sons Inc, USA, 3a. Ed., 1985
3. Trethewey K. R. and Chamberlain J., *Corrosion for Students of Science and Engineering*, Longman Scientific & Technical, U. K., 1988
4. Sheir L. L., *Corrosion Control*, Newnes-Butterworths, Vol. 1-2, Singapur, 1979
5. Parker R. H., *An Introduction to Chemical Metallurgy*, Pergamon Press, 1a. Ed, Londres, 1967
6. Ailor W. H., *Handbook on Corrosion Testing and Evaluation*, John Wiley & Sons Inc., USA, 1971
7. Atkinson J. T. and Droffelaier, *Corrosion and its Control, An Introduction to the subject*, NACE, USA, 1982
8. Dillon C. P., *Forms of Corrosion Recognition and Prevention*, NACE Handbook, USA, 1982
9. Fontana M. G., *Corrosion Engineering*, Mc Graw-Hill International, Third Edition, 1987
10. Uhlig H. H., *Corrosion and Control, An Introduction to Corrosion Science and Engineering*, John Wiley & Sons, 3a.Ed., 1985
11. *Corrosion Basics, An Introduction*, National Association of Corrosion Engineering, NACE, U.S.A., 1984
12. Ávila J. y Genescá J., *Más Allá de la Herrumbre*, Fondo de Cultura Económica, La Ciencia desde México, No. 9, México, 1986
13. González F. J. A., *Teoría y Práctica de la Lucha contra la Corrosión*, Consejo Superior de Investigaciones Científicas, Madrid, España, 1984
14. Metals Handbook, *Corrosion*, Vol. 13, American Society for Metals, ASM, Ninth Ed., 1987
15. Scully J. C., *Fundamentos de Corrosión*, 1a.Ed., Alhambra, S. A., España,
16. Evans U. R., *Corrosiones Metálicas*, Reverté, 1a. Ed., 1987
17. Galvele J. R., *Corrosión*, Secretaría General de la Organización Americana, Washington, D. C., 1979

18. West J. M., *Corrosión y Oxidación, Fundamentos*, Limusa, 1a. Ed, México, 1986
19. Birks N. and Meier G. H., *Introduction to High Temperature Oxidation of Metals*, Edward Arnold, Londres, 1983
20. Kofstad P., *High Temperature Corrosion*, Elsevier Applied Science, London, 1988
21. Holmes D. R. and Rahmel A., *Materials and Coatings to Resist High Temperature Corrosion*, Applied Science Publishers Ltd., London, 1977
22. Lai G. Y., *High Temperature Corrosion of Engineering Alloys*, American Society for Metals, ASM, USA, 1992

APÉNDICE A ECUACIONES FUNDAMENTALES

Todo proceso de corrosión necesita por lo menos de una reacción de oxidación y una reacción de reducción, por lo que se puede resumir que las reacciones de corrosión son electroquímicas en naturaleza y por ello es posible dividir el proceso de corrosión, en reacciones anódicas y reacciones catódicas que permiten simplificar la mayoría de los procesos.

- Durante el ataque corrosivo la reacción anódica siempre es la oxidación de un metal a un estado superior de valencia.



- Durante el ataque corrosivo la reacción catódica siempre es la reducción de un metal.



- Los productos de estas reacciones de oxidación y reducción alcanzarán el equilibrio en un determinado momento.



Cambio de Energía

a) Para cualquier proceso

$$\text{Diferencia de Energía} = \text{Energía Final} - \text{Energía Inicial}$$

b) Para un proceso químico

$$\Delta G = \Sigma G_{\text{productos}} - \Sigma G_{\text{reactivos}}$$

$$\text{Diferencia de Energía Libre de Reacción} = \text{Energía Libre de los Productos} - \text{Energía Libre de los Reactivos}$$

Energía Libre de una Reacción. ΔG , si el cambio de energía libre de una reacción es igual al trabajo reversible total que se puede realizar, se representa como, $-\Delta G = W$.

El cambio de energía libre de una reacción química es directamente proporcional al potencial generado en la celda:

$$-\Delta G = n F \Delta E$$

Donde:

n = Número de electrones (cambio iónico)

F = Constante de Faraday

ΔE = Diferencia de Potencial

Ley de Ohm

En 1826 Georg Ohm estableció la siguiente ley: "La corriente que pasa por un alambre a temperatura constante es proporcional a la diferencia de potencial en sus extremos", el conductor que se comporte de acuerdo a esta relación se dice que obedece la ley de Ohm.

$$V = I R$$

Donde:

V = Voltaje, en Voltios

I = Corriente, en Amperios

R = Resistencia, en Ohmios

Ecuación de Nernst

$$E_M = E_M^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{\text{Oxidación}}{\text{Reducción}} \right)$$

$$E_M = E_M^\circ + \frac{0.059}{n} \log [M^{n+}]$$

Donde:

n = Valencia de los iones del metal

F = Constante de Faraday

E_M° = Potencial estándar del metal

R = Constante de los gases

E_M = Potencial de la celda

Ecuación de Butler-Volmer

$$i = i_o \exp (1 - \beta) \eta F / RT - \exp (-\beta) \eta F / RT$$

Donde:

- i = Corriente neta
- i_o = Corriente de intercambio
- η = Sobrepotencial
- β = Coeficiente de simetría

$$I = I_{\text{corr}} \left[\exp 2.303 \frac{(E - E_{\text{corr}})}{\beta_a} - \exp 2.303 \frac{(E - E_{\text{corr}})}{\beta_c} \right]$$

Donde:

- β_a = Pendiente anódica de Tafel
- β_c = Pendiente catódica de Tafel
- I_{corr} = Intensidad de corriente

Ecuación de Tafel

Tafel encontró de manera empírica que a menudo el flujo neto de corriente varía linealmente con la magnitud de la desviación que tiene el potencial de equilibrio, η a través de la relación:

$$\eta = a + b \text{ Log } i_{\text{neta}}$$

en donde el sobrepotencial, que para propósitos generales se define como:

$$\eta = E_{\text{aplicado}} - E_{\text{equilibrio}}$$

Donde:

- η = Magnitud de la desviación del potencial de equilibrio del sistema
- i_{neta} = Densidad de corriente neta anódica y catódica
- a y b = Constantes de Tafel

Extremo Anódico

$$\text{Log } I = \text{Log } I_{\text{corr}} + 2.303 \frac{(E - E_{\text{corr}})}{\beta_a}$$

Extremo Catódico

$$\text{Log } I = \text{Log } I_{\text{corr}} + 2.303 \frac{(E - E_{\text{corr}})}{\beta_c}$$

Método de resistencia de Polarización, Rp

Para calcular la velocidad de corrosión se parte de la ecuación de Butler - Volmer y de Stern y Geary, quedando como resultado:

$$I_{\text{corr}} = \frac{B}{R_p}$$

Donde:

B = Constante relacionada con la pendientes de Tafel
 I_{corr} = Densidad de corriente de corrosión

$$B = \frac{\beta_a \beta_c}{2.303 (\beta_a + \beta_c)}$$

Resistividad Eléctrica

La resistencia de un material es directamente proporcional a su longitud:

$$R \propto L$$

La resistencia es inversamente proporcional al área en su sección transversal:

$$R \propto 1 / A$$

Al combinarse las dos últimas ecuaciones, se convierte en una ecuación si se introduce una constante como sigue:

$$R = \rho L / A$$

en donde ρ es una constante, llamada resistividad del material (Ohm - cm).

APÉNDICE B SERIE ELECTROMOTRIZ

Potenciales Estándar en Soluciones Acuosas a 25 °C vs. Electrodo Estándar de Hidrógeno

Reacción	Potencial, V
$1/2F_2 + H^+ + e \leftrightarrow HF$	3.03
$O_3 + 2H^+ + 2e \leftrightarrow O_2 + H_2O$	2.07
$Co^{3+} + e \leftrightarrow Co^{2+}$ (3 M HNO ₃)	1.842
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e \leftrightarrow 2 H_2O$	1.776
$Au^+ + e \leftrightarrow Au$	1.68
$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \leftrightarrow PbSO_4 + 2H_2O$	1.685
$HClO + H^+ + e \leftrightarrow 1/2 Cl_2 + H_2O$	1.63
$Mn^{3+} + e \leftrightarrow Mn^{2+}$	1.51
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	1.491
$PbO_2 + 4H^+ + 2e \leftrightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$	1.46
$Ce^{4+} + e \leftrightarrow Ce^{3+}$ (1M H ₂ SO ₄)	1.44
$Cl_2 (g) + 2e \leftrightarrow 2Cl^-$	1.358 3
$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6e \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1.33
$Au^{3+} + 2e \leftrightarrow Au^+$	1.29
$Tl^{3+} + 2e \leftrightarrow Tl^+$	1.247
$O_2 + 4H^+ + 4e \leftrightarrow 2H_2O$	1.229
$MnO_2 + 4H^+ + 2e \leftrightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	1.208
$Pt^{2+} + 2e \leftrightarrow Pt$	~1.2
$Cu^{2+} + 2CN^- + e \leftrightarrow Cu (CN)_2^-$	1.12
$Br_2 (aq) + 2e \leftrightarrow 2Br^-$	1.087
$VO_2^+ + 2H^+ + e \leftrightarrow VO^{2+} + H_2O$	1.00
$2Hg^{2+} + 2e \leftrightarrow Hg_2^{2+}$	0.905
$Pd^{2+} + 2e \leftrightarrow Pd$	0.83
$Ag^+ + e \leftrightarrow Ag$	0.799 6
$Hg_2^{2+} + 2e \leftrightarrow 2Hg$	0.796 1
$Fe^{3+} + e \leftrightarrow Fe^{2+}$ (1 M HCl)	0.770
$PtCl_6^{2-} + 2e \leftrightarrow PtCl_4^{2-} + 2Cl^-$	0.74
$PtCl_4^{2-} + 2e \leftrightarrow Pt + 4Cl^-$	0.73
$Fe(CN)_6^{3-} + e \leftrightarrow Fe (CN)_6^{4-}$ (1 M H ₂ SO ₄)	0.69
$O_2 + 2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2O_2$	0.682
$UO_2^+ + 4H^+ + e \leftrightarrow U^{4+} + 2H_2O$	0.62
$Hg_2SO_4 + 2e \leftrightarrow 2Hg + SO_4^{2-}$	0.615 8

$I_2 + 2e \leftrightarrow 2I^-$	0.535
$I_3^- + 2e \leftrightarrow 3I^-$	0.533 8
$Cu^+ + e \leftrightarrow Cu$	0.522
$O_2 + 2H_2O + 4e \leftrightarrow 4OH^-$	0.401
$Cu^{2+} + 2e \leftrightarrow Cu (Hg)$	0.345
$Ag_2O + H_2O + 2e \leftrightarrow 2Ag + 2OH^-$	0.342
$Cu^{2+} + 2e \leftrightarrow Cu$	0.340 2
$VO^{2+} + 2H^+ + e \leftrightarrow V^{3+} + H_2O$	0.337
$Hg_2Cl_2 + 2e \leftrightarrow 2Hg + 2Cl^-$	0.268 2
$Hg_2Cl_2 + 2e \leftrightarrow 2Hg + 2Cl^- (sat. KCl)$	0.241 5
$AgCl + e \leftrightarrow Ag + Cl^-$	0.222 3
$Cu^{2+} + e \leftrightarrow Cu^+$	0.158
$Sn^{4+} + 2e \leftrightarrow Sn^{2+}$	0.15
$HgO + H_2O + 2e \leftrightarrow Hg + 2OH^-$	0.098 4
$AgBr + e \leftrightarrow Ag + Br^-$	0.071 3
$UO_2^{2+} + e \leftrightarrow UO_2^+$	0.062
$2H^+ + 2e \leftrightarrow H_2$	0.000 0
$Pb^{2+} + 2e \leftrightarrow Pb (Hg)$	-0.120 5
$Pb^{2+} + 2e \leftrightarrow Pb$	-0.126 3
$Sn^{2+} + 2e \leftrightarrow Sn$	-0.136 4
$AgI + e \leftrightarrow Ag + I^-$	-0.151 9
$Ni^{2+} + 2e \leftrightarrow Ni$	-0.23
$V^{3+} + e \leftrightarrow V^{2+}$	-0.255
$Co^{2+} + 2e \leftrightarrow Co$	-0.28
$Tl^+ + e \leftrightarrow Tl (Hg)$	-0.333 8
$Tl^+ + e \leftrightarrow Tl$	-0.336 3
$Cd^{2+} + 2e \leftrightarrow Cd (Hg)$	-0.352 1
$PbSO_4 + 2e \leftrightarrow Pb + SO_4^{2-}$	-0.356
$Cd^{2+} + 2e \leftrightarrow Cd$	-0.402 6
$Fe^{2+} + 2e \leftrightarrow Fe$	-0.409
$Cr^{3+} + e \leftrightarrow Cr^{2+}$	-0.41
$Eu^{3+} + e \leftrightarrow Eu^{2+}$	-0.43
$S + 2e \leftrightarrow S^{2-}$	-0.508
$Cr^{2+} + 2e \leftrightarrow Cr$	-0.557
$U^{4+} + e \leftrightarrow U^{3+}$	-0.61
$Ni (OH)_2 + 2e \leftrightarrow Ni + 2OH^-$	-0.66
$Zn^{2+} + 2e \leftrightarrow Zn$	-0.762 8
$2H_2O + 2e \leftrightarrow H_2 + 2OH^-$	-0.827 7
$Mn^{2+} + 2e \leftrightarrow Mn$	-1.029
$V^{2+} + 2e \leftrightarrow V$	-1.2
$ZnO_2^{2-} + 2H_2O + 2e \leftrightarrow Zn + 4OH^-$	-1.216
$Al^{3+} + 3e \leftrightarrow Al (0.1M NaOH)$	-1.706
$U^{3+} + 3e \leftrightarrow U$	-1.8

$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e} \leftrightarrow \text{Mg}$	-2.375
$\text{Na}^{+} + \text{e} \leftrightarrow \text{Na}$	-2.710 9
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e} \leftrightarrow \text{Ca}$	-2.76
$\text{K}^{+} + \text{e} \leftrightarrow \text{K}$	-2.924
$\text{Li}^{+} + \text{e} \leftrightarrow \text{Li}$	-3.045

La convención de signos es la recomendada por:

IUPAC, International Union of Pure and Applied Chemistry

1. W. M. *The Oxidation States of the elements and Their Potentials in Aqueous Solutions*, Prentice-Hall, Englewood Cliffs, N. J., 1952
2. Bard A. J. and Lund H., Eds., *The Encyclopedia of the Electrochemistry of the Elements*, Marcel Dekker, New York, 1973
3. Milazzo G. and Caroli S., *Tables of Standard Electrode Potentials*, Wiley-Inter-Science, New York, 1977

APÉNDICE C CONVERSIÓN DE UNIDADES

FACTORES DE CONVERSIÓN

Área

$$\begin{aligned} 1 \text{ pulg}^2 &= 6.4516 \text{ cm}^2 \\ 1 \text{ pulg}^2 &= 6.4516 \times 10^{-4} \text{ m}^2 \\ 1 \text{ pie}^2 &= 929 \text{ cm}^2 \\ 1 \text{ pie}^2 &= 0.0929 \text{ m}^2 \\ 1 \text{ m}^2 &= 10.764 \text{ pie}^2 \end{aligned}$$

Densidad

$$\begin{aligned} 1 \text{ libra} / \text{pulg}^3 &= 27.680 \text{ g} / \text{cm}^3 \\ 1 \text{ libra} / \text{pulg}^3 &= 27.680 \times 10^3 \text{ kg} / \text{cm}^3 \\ 1 \text{ libra} / \text{pie}^3 &= 16.019 \text{ kg} / \text{m}^3 \\ 1 \text{ kg} / \text{m}^3 &= 0.06243 \text{ libra} / \text{pie}^3 \\ 1 \text{ libra mol} / \text{pie}^3 &= 16.019 \text{ kg mol} / \text{m}^3 \\ 1 \text{ kg mol} / \text{m}^3 &= 0.06243 \text{ libra mol} / \text{pie}^3 \end{aligned}$$

Longitud

$$\begin{aligned} 1 \text{ Angstrom, } \text{\AA} &= 10^{-8} \text{ cm} \\ 1 \text{ Angstrom, } \text{\AA} &= 10^{-10} \text{ m} \\ 1 \mu\text{m} &= 10^{-3} \text{ mm} \\ 1 \mu\text{m} &= 10^{-4} \text{ cm} \\ 1 \mu\text{m} &= 10^{-6} \text{ m} \\ 1 \text{ pulg} &= 2.54 \text{ cm} \\ 1 \text{ pulg} &= 2.54 \times 10^{-2} \text{ m} \\ 1 \text{ pie} &= 0.3048 \text{ m} \\ 1 \text{ m} &= 3.2808 \text{ pie} \\ 1 \text{ milla} &= 1609.34 \text{ m} \\ 1 \text{ milla} &= 5280 \text{ pie} \\ 1 \text{ yarda} &= 0.9144 \text{ m} \end{aligned}$$

Masa

$$\begin{aligned} 1 \text{ onza} &= 28.35 \text{ g} \\ 1 \text{ libra} &= 16 \text{ oz} \\ 1 \text{ libra} &= 453.6 \text{ g} \\ 1 \text{ libra} &= 0.4536 \text{ kg} \\ 1 \text{ kg} &= 2.2046 \text{ libras} \\ 1 \text{ ton} &= 1000 \text{ kg} \\ 1 \text{ ton} &= 2205 \text{ libras} \\ 1 \text{ año luz} &= 9.46 \times 10^{15} \text{ m} \end{aligned}$$

Temperatura

$$\begin{aligned} 1 \text{ K} &= 1.8^\circ \text{R} \\ T(^{\circ}\text{F}) &= 1.8 (K - 273) + 32 \\ T(^{\circ}\text{C}) &= (^{\circ}\text{F} - 32) \times 0.555 \\ T(^{\circ}\text{F}) &= (^{\circ}\text{C} \times 1.8) + 32 \\ T(^{\circ}\text{C}) &= K - 273 \end{aligned}$$

Presión

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ mm de Hg} \\ 1 \text{ atm} &= 14.696 \text{ libras} / \text{pulg}^2 \\ 1 \text{ libra} / \text{pulg}^2 &= 1 \text{ psi} = 6895 \text{ Pa} \\ 1 \text{ kPascal} / \text{pulg}^2 &= 1 \text{ ksi} = 6.895 \text{ MPa} \end{aligned}$$

Fuerza

$$\begin{aligned} 1 \text{ N} &= 0.102 \text{ kgf} \\ 1 \text{ kgf} &= 9.81 \text{ N} \end{aligned}$$

Esfuerzo

$$\begin{aligned} 1 \text{ Pa} &= 1 \text{ N} / \text{m}^2 \\ 1 \text{ bar} &= 1.02 \text{ kg} / \text{cm}^2 \\ 1 \text{ hbar} &= 1.02 \text{ kg} / \text{mm}^2 \end{aligned}$$

Otras constantes

$$\text{\AA} = 10^{-10} \text{ m} = 10^{-8} \text{ cm} = 10^{-4} \mu\text{m} = 10^{-1} \text{ nm}$$

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$

$$1 \text{ erg} = 10^{-7} \text{ J}$$

$$1 \text{ eV} = 1.602 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Leyes fundamentales con sus unidades

Capacitancia	$F = C / V$	faradios = coulombios / voltio
Energía	$J = N \text{ m}$	julios = newtons / metro
Fuerza	$N = \text{kg m} / \text{s}^2$	newtons = kilogramos metros / segundo ²
Potencial	$V = J / C$	voltios = julios / coulombio
Potencia	$W = J / \text{s}$	watts = julios / segundo
Corriente	$i = C / \text{s}$	amperios = coulombios / segundo
Corriente	$i = V / R$	amperios = voltios / ohmio

Prueba de tensión

kg / mm ²	1422.4	=	psi
kg / mm ²	9.806	=	MPa
psi	0.0006895	=	MPa
psi	0.000703	=	kg / mm ²
MPa	0.10195	=	kg / mm ²

Pruebas de impacto

Pie libra (ft - lb)	0.138 3	=	kg m
kg m	9.807	=	Joules
kg m	7.233	=	ft - lb
Joule	0.102 0	=	kg m
Joule	0.738	=	ft - lb
mm	0.039 37	=	pulgadas
mm ²	0.001 55	=	pulgadas ²
ft - lb	1.355 8	=	Joules

CONVERSIÓN DE UNIDADES DE CORROSIÓN

Profundidad de penetración. La velocidad de corrosión para ataque uniforme y localizado, se representa por la profundidad de penetración por unidad de tiempo.

mpy (mils per year) = milésimas de pulgada por año

mm / y (millimeter per year) = milímetros por año

ipy (inches per year) = pulgadas por año

Pérdida de Peso. La velocidad de corrosión en ataque uniforme, se representa como la masa entre área por tiempo [masa / (área· tiempo)].

mdd (milligrams per square decimeter per day) = miligramos por decímetro cuadrado por día
g / m²d (grams per square meter per day) = gramos por metro cuadrado por día

Convertir	a	Multiplicar por
mpy	mm / y	0.025 4
mpy	g / m ² d	0.069 5 x d
ipy	mm / y	25.4
ipy	g / m ² d	69.5 x d
mdd	mm / y	0.036 5 x d
mdd	g / m ² d	0.100

Nota: d = Densidad del metal en gramos por centímetro cúbico (g / cm³) o mega gramo por metro cúbico (Mg / m³)

CÁLCULO DE LA VELOCIDAD DE CORROSIÓN

En muchos casos el ingeniero no puede calcular la velocidad de corrosión, solamente con los potenciales de equilibrio de la ecuación de Nernst. Desde luego esta velocidad es función de muchas variables que sólo pueden ser encontradas a través de una medición. En casos donde ánodo y cátodo están separados y si la corriente fluyendo entre ellos, se puede medir, las velocidades de corrosión.

De acuerdo con la ley de Faraday:

$$\text{velocidad de corrosión} = i_{\text{corr}} / n F$$

Donde:

i_{cor} = densidad de corriente de corrosión (A / m²)

F = 96 490 (C / mol·e⁻)

n = moles de electrones por mol de metal corroído

En donde: 1 Coulombio = Amperio segundo = C = A s

La velocidad entonces se obtiene como moles de metal por metro cuadrado por segundo, lo cual se convierte fácilmente a los usuales gramos por metro cuadrado por día (g / m² d), al multiplicar por el peso atómico del metal y 86 400 s / d.

Ejemplo: Si el hierro se corroe en agua de mar para producir una corriente de corrosión esto es una descarga de Fe²⁺ iones, de 0.3 A / m², la velocidad de corrosión será:

$$\text{Velocidad de corrosión} = i_{\text{corr}} / n F$$

$$\text{Velocidad de corr.} = \frac{0.3 \text{ A}}{\text{m}^2} \frac{(55.85 \text{ g/mol-Fe})(86400 \text{ s/d})}{\frac{2 \text{ mol} \cdot \text{e}^-}{\text{mol-Fe}} (96490 \text{ A} \cdot \text{s/mol} \cdot \text{e}^-)} = 7.5 \text{ g/m}^2 \text{ d}$$

Para convertir la pérdida de peso a profundidad de penetración se divide por la densidad del metal, lo cual para el Fe es $7.86 \times 10^6 \text{ g/m}^3$.

$$\text{Velocidad de corrosión} = [(7.5 \text{ g/m}^2 \text{ d}) (1 \text{ m}^3 / 7.86 \times 10^6 \text{ g de Fe}) (365 \text{ d/y})] = 0.35 \text{ mm/y}$$

En muchos de los metales en la ingeniería (Fe, Al, Cu, Ni, etc.) la densidad de corriente de corrosión en A/m^2 , es aproximadamente la misma, así como la velocidad de corrosión en mm/y .

Prefijos para múltiplos y submúltiplos del sistema decimal																
PREFIJO	peta	exa	tera	giga	mega	kilo	hecto	deca	deci	centi	mili	micro	nano	pico	femto	atto
VALOR	10^{18}	10^{15}	10^{12}	10^9	10^6	10^3	10^2	10	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-6}	10^{-9}	10^{-12}	10^{-15}	10^{-18}
SÍMBOLO	P	E	T	G	M	k	h	da	d	c	m	μ	n	p	f	a

Recientemente se han introducido unos nuevos prefijos para múltiplos y submúltiplos: para los múltiplos como 10^{21} el prefijo Zetta con el símbolo Z, para 10^{24} el prefijo Yotta con el símbolo Y. Como submúltiplos se han introducido el prefijo zepto para 10^{-21} con el símbolo z, y el prefijo yocto para 10^{-24} con el símbolo y.

APÉNDICE D FUENTES DE INFORMACIÓN DISPONIBLES

A continuación se suministra información para que los *Estudiantes, Técnicos e Ingenieros* que están interesados en esta especialidad, complementen sus fuentes para cualquier consulta acerca de la problemática en la corrosión. Se reseña una relación de revistas, normas, resúmenes e instituciones, seguramente existen muchas más de las indicadas aquí; se han escogido aquellas que se consideran las más importantes de acuerdo al criterio de los autores. Este material cubre el tema de corrosión y la protección de los metales

Resúmenes de referencias metalúrgicas

Abstracts Journal Metallurgy, UK
Chemical Abstracts, USA
Corrosion Abstracts, USA
Corrosion Abstracts, Suecia
Engineering Abstracts, USA
Metal Finishing Abstracts, UK
Metals Abstracts, USA
Metallurgical Abstracts, UK

Revistas existentes de Corrosión

Anti-Corrosion, UK
Boletín de Electroquímica e Corrosão, Portugal
British Corrosion Journal, UK
Boshoku Jugistsn, Japón
Bulletin du Centre Francaise de la Corrosion, Francia
Corrosion, NACE, USA
Corrosión, México
Corrosion Science, UK
Corrosion Technology, UK
Corrosion, Traitement, Protection, Finition, Francia
Corrosión y Protección, Perú
Electrochimica Acta, UK
Electroplating and Metal Finishing, UK
Galvano Organo, Francia
Galvano Tecnica, Italia

Galvanotechnik, RFA
 High Temperature Reviews, UK
 Journal of Coatings Technology, USA
 Journal of Electroanalytical Chemistry and Interfacial Sc., USA
 Journal of the Electrochemical Society, USA
 Journal of the Less Common Metals, UK
 Materials Performance, (NACE), USA
 Materials Protection, URSS
 Metal Finishing, UK
 Metal Finishing Journal, UK
 Metal Transactions (A, B), USA
 Metaux, Corrosion, Industries, Francia
 Oxidation of Metals, UK
 Plating, USA
 Plating and Surface Finishing, USA
 Rapports Techniques CEBELCOR, Brasil
 Revista de Metalurgia, España
 Soviet Electrochemistry, URSS
 Surface Engineering, UK
 Surface Science, UK
 Werkstoffe und Korrosion, RFA
 Metalloberfläche, RFA

Normas

ASTM : Sociedad Americana de Ensayo de Materiales, USA
 BS : Normas Británicas, UK
 CETA : Centro de Estudios de Automoción, España
 DIN : Normas Industriales Alemanas, Alemania
 INTA : Instituto Nacional de Técnica Aeronáutica, España
 ISO : Organización Internacional de Normalización
 MIL : Normas Militares de EEUU, USA
 NACE : Asociación Nacional de Ingenieros de Corrosión, USA
 NM : Normas Militares de España, España
 NOM : Norma Oficial Mexicana, México
 NMX : Norma Mexicana, México
 SAE : Society of Automotive Engineers, USA
 SIS : Normas Suecas, Suecia
 SSPC : Steel Structures Painting Council, USA
 UNE : Norma Española, España
 VDE : Asociación de Ingenieros de Alemania, RFA

Instituciones Nacionales

AMIC : Agrupación Mexicana de Ingenieros en Corrosión, A. C.
SEM : Sociedad Mexicana de Electroquímica
GALVOTEC : Tecnología Galvánica, S. A. de C. V.
IMICORR : Instituto Mexicano de Investigaciones de la Corrosión, S. C.
CINVESTAV- IPN, Mérida
IIE : Instituto de Investigaciones Eléctricas
ININ : Instituto Nacional de Investigaciones Nucleares
IMP : Instituto Mexicano del Petróleo
LAPEM : Laboratorio de la Comisión Federal de Electricidad

Universidades:

UNAM : Facultad de Química
UAM : Área de Ciencia de Materiales (Azc.) / Química (Izt.)
ESFM : Departamento de Ciencia de Materiales
UASLP : Instituto de Metalurgia
CIDETEQ :
CIMAV : Departamento de Corrosión, Centro de Investigación en Materiales Avanzados

Instituciones en el Extranjero

UMIST : University of Manchester, Institute of Science and Technology, Inglaterra
CENIM : Centro Nacional de Investigaciones Metalúrgicas, España
CSIC : Instituto de Ciencias de la Construcción Eduardo Torroja, España
Universidad de Zulia : Centro de Corrosión, Venezuela
University of South Florida : Department of Civil Engineering and Mechanics, USA
University Southern California, USA
CNRS : Groupe de Recherche et Electrochimie, Francia
University Brussels : Dept. Metallurgy & Electrochemistry, Bélgica
The Pennsylvania State University : Department of Engineering Science and Mechanics, USA
GCC : Global Corrosion Consultants, Inglaterra
BP : British Petroleum Research Center, Inglaterra
RICORR : Red Iberoamericana de Información Tecnológica sobre Corrosión; Perú, México, Venezuela, Colombia, Argentina, Portugal, España y Brasil

CONTENIDO

Introducción	5
Aspectos generales	7
Electroquímica: química de soluciones iónicas	15
Termodinámica de la corrosión	27
Cinética de la corrosión	41
Protección catódica	51
Corrosión en alta temperatura	59
Otros problemas	69
Apéndice A. Ecuaciones fundamentales	77
Apéndice B. Serie electromotriz	83
Apéndice C. Conversión de unidades	87
Apéndice D. Fuentes de información disponibles	91

Problemas de corrosión

Se terminó de imprimir en el mes de
marzo de 2009 en los talleres de la sección
de Impresión y Reproducción de la
Universidad Autónoma Metropolitana
Unidad Azcapotzalco

Se imprimieron 50 ejemplares
más sobrantes para reposición

La edición estuvo a cargo de la
sección de Producción y Distribución Editoriales
de la Universidad Autónoma Metropolitana
Unidad Azcapotzalco

Formato de Papeleta de Vencimiento

*El usuario se obliga a devolver este libro en la fecha
señalada en el sello mas reciente*

Código de barras. 2894196

FECHA DE DEVOLUCION

[illegible]

- Ordenar las fechas de vencimiento de manera vertical.
- Cancelar con el sello de "DEVUELTO" la fecha de vencimiento a la entrega del libro



2894196

UAM
TA418.74
P7.65

2894196

Problemas de corrosión /

PROBLEMAS DE CORROSION

ALMERAYA

* SECCION DE IMPRESION

31153

R. 40



\$ 20.00

40-ANTOLOGIAS CBI

* 01-CBI

ISBN: 970-654-577-8



978-97065-45770



Division de Ciencias Básicas e Ingeniería
Departamento de Materiales

Coordinación de Extensión Universitaria
Sección de Producción y Distribución Editoriales